

Université Mohamed BOUDIAF M'Sila

Faculté des Sciences

1^{ère} année Médecine de l'Annexe de Médecine

Chapitre I

Structure de la Matière

(Atomistique)

Réalisé par :

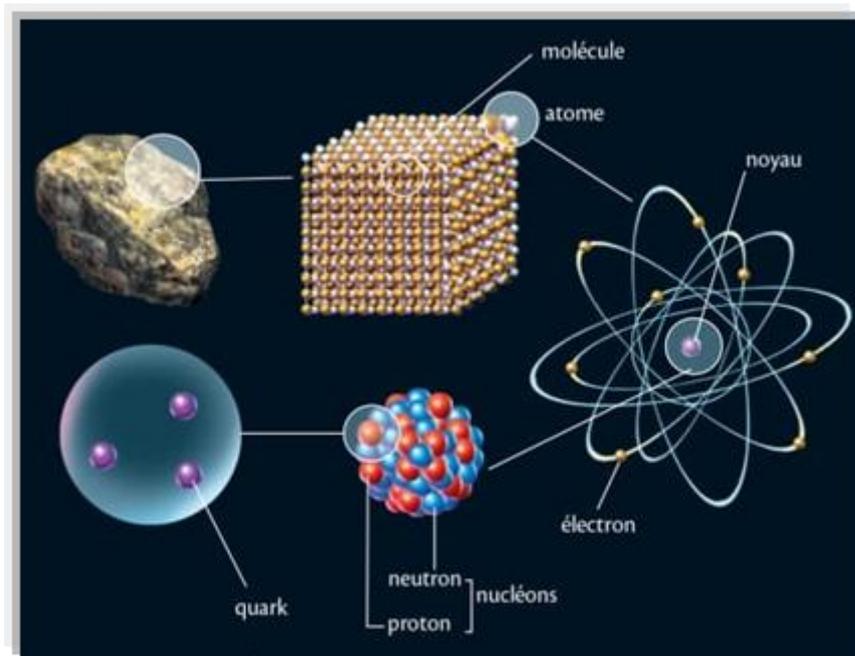
Dr. BOULEGHLEM Hocine

Année universitaire 2023/2024

Chapitre I

Structure de la Matière

(Atomistique)



Chapitre I : Structure de la matière (Atomistique)

Les électrons et le noyau de l'atome

I. Constituants de l'atome :

Un atome contient un noyau situé en son centre et des électrons qui "tournent autour" du noyau. Le noyau contient des nucléons, c'est à dire des protons et des neutrons. Les électrons ont une charge électrique négative. Les protons ont une charge électrique positive, de même valeur que celle de l'électron. Les neutrons n'ont pas de charge électrique, ils sont neutres. Il y a exactement le même nombre d'électrons et de protons dans un atome, un atome est donc électriquement neutre. Le nombre d'électrons (ou de protons) dans un atome détermine ses propriétés physiques et chimiques, c'est le nombre atomique. Par exemple, un atome d'hydrogène a 1 électron et 1 proton, le nombre atomique d'un atome de carbone est 6, celui d'un atome d'oxygène 8, d'un atome de fer 26, d'un atome d'uranium 92...etc.

I.1.Électron : C'est une particule de charge négative et de masse très faible. Le rapport e/m a été déterminé par les expériences de THOMSON, la charge e par l'expérience de MILLIKAN.

| Symbole | Charge électrique | masse |
|---------|--------------------------------------|---------------------------------------|
| $-e$ | $-e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ | $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$ |

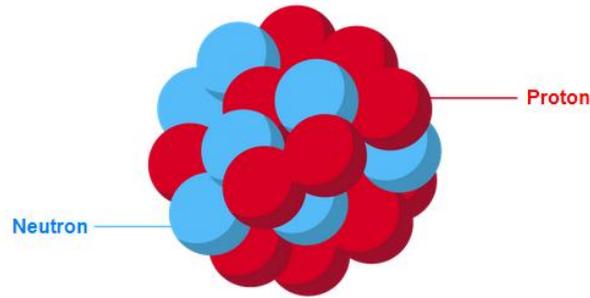
I.2._Noyau :

- ✘ Contient des particules appelées nucléons : les protons qui sont de charge positive, et les neutrons, qui sont électriquement neutres.
- ✘ Contient presque toute la masse de l'atome.
- ✘ A une dimension de l'ordre de 10^{-15} m , le noyau est donc 100000 fois plus petit que l'atome.

L'atome est électriquement **neutre** : le nombre de charges positives du noyau est donc égal au nombre de charges négatives des électrons.

Il y a donc autant de protons que d'électrons dans un atome.

Un atome est essentiellement constitué de vide : on dit qu'il a une structure lacunaire.



I.2.1. Proton : C'est une particule de charge positive. Sa masse est 1836 fois plus grande que celle de l'électron.

| Symbole | Charge électrique | masse |
|----------|--------------------------------------|---|
| p | $+e = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ | $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} = 1836 m_e$ |

I.2.2. Neutron : C'est une particule de charge électrique nulle. Les neutrons sont présents dans le noyau des atomes, liés avec des protons par une forte interaction.

| Symbole | Charge électrique | masse |
|----------|-------------------|-------------------|
| n | 0 | $m_n \approx m_p$ |

Note : Nous avons déjà vu que la masse d'un atome est égale à la masse des nucléons (protons + neutrons) de celui-ci.

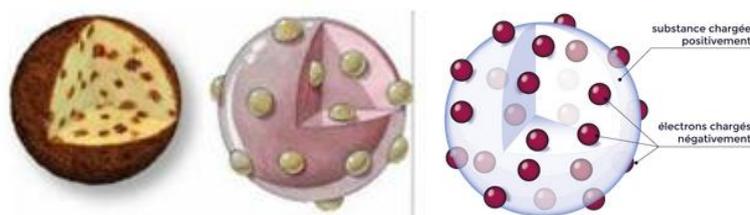
Donc:

$$m_{\text{atome}} = A \cdot m_{\text{nucléon}}$$

I.2. Structures simplifiées de l'atome :

Il existe plusieurs modèles atomiques.

I.2.1. Modèle de THOMSON (Jean Joseph Thomson) : L'atome est une sphère électriquement neutre remplie d'une charge positive dans laquelle s'incrustent des électrons. Le nombre des électrons doit suffire pour compenser la charge positive (modèle inexact).

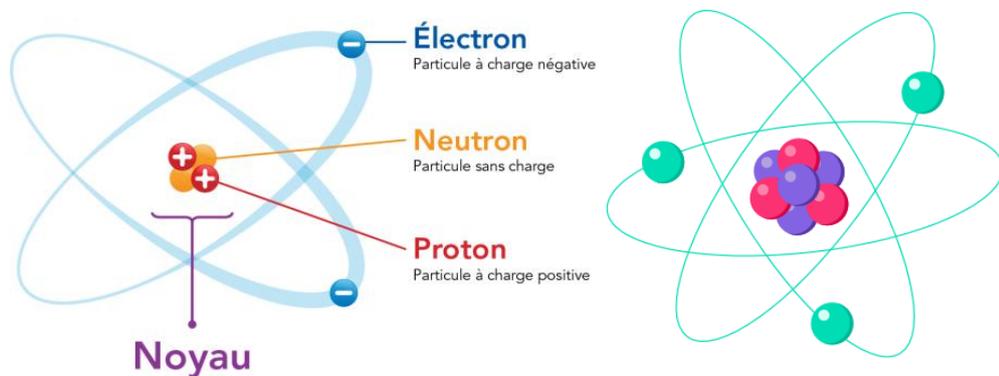


Modèle de l'atome de Thomson : le pudding

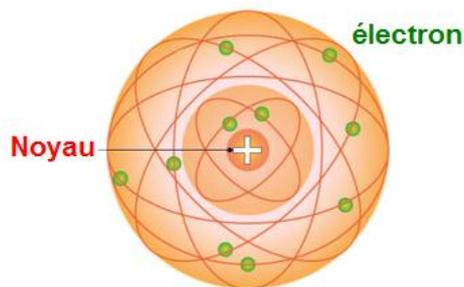
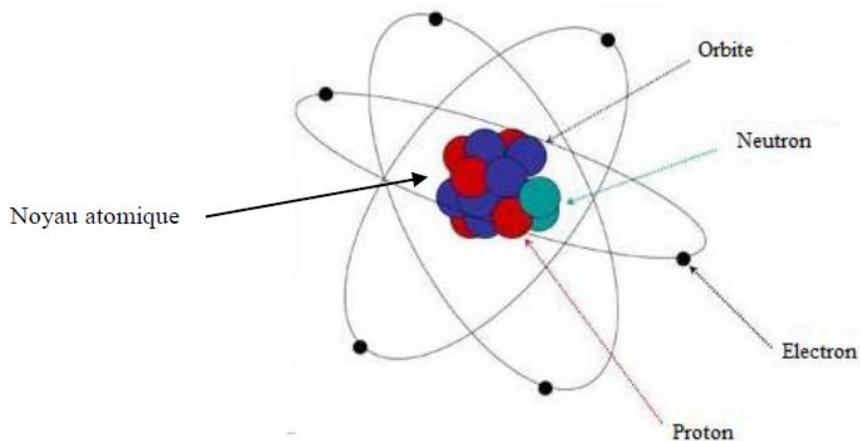
Modèle de J.J. Thomson

Dans l'atome de J.J.Thomson, les électrons, chargés négativement sont immergés dans un nuage de charge positive uniforme qui est le noyau.

I.2.2. Modèle de RUTHERFORD : Son modèle montre que la charge électrique positive, ainsi que l'essentiel de la masse de l'atome est concentrée en un noyau quasi-ponctuel. Les électrons de l'atome se déplacent autour de ce noyau telles des planètes autour du Soleil, et la force électrique attractive (la charge - de l'électron attirant la charge + du noyau) joue le rôle de la force de gravitation pour les planètes; d'où le nom de **modèle d'atome planétaire**.



Noyau et électrons dans l'atome



Représentation de l'atome selon le modèle planétaire de Rutherford

Conclusion : L'atome est donc constitué essentiellement de vide et sa masse est rassemblée au centre (Structure atomique lacunaire).

$$\left. \begin{array}{l} r_{\text{noyau}} = 10^{-14} \text{ m} \\ r_{\text{atome}} = 10^{-10} \text{ m} \end{array} \right\} r_{\text{noyau}} / r_{\text{atome}} = 10^{-14} / 10^{-10} = 10^{-4}$$

Le tableau suivant résume les caractéristiques des nucléons du noyau (protons et neutrons) et celles de l'électron.

| Particule | Charge (C) | Masse (kg) | Masse (uma) |
|--------------|-----------------------------|----------------------------|-------------|
| Proton (p) | $+1,6021892 \cdot 10^{-19}$ | $1,6749543 \cdot 10^{-27}$ | 1,007276 |
| Neutron (n) | 0 | $1,6726485 \cdot 10^{-27}$ | 1,008665 |
| Électron (e) | $-1,6021892 \cdot 10^{-19}$ | $9,109534 \cdot 10^{-31}$ | 0.000549 |

I.3. Caractéristiques de l'atome :

Conventionnellement, on représente un atome par un symbole (lettre ou groupe de deux lettres (exemple : O, Al,...)) affecté du nombre de masse **A** (en haut à gauche) et du nombre de charge **Z** (en bas à gauche).



Atome (nucléide)

Numéro atomique Z : Appelé aussi nombre de charge, il désigne le nombre de protons. L'atome étant électriquement neutre, Z peut être également le nombre des électrons planétaires. À chaque numéro atomique Z correspond un élément.

Nombre de masse A : C'est le nombre de nucléons, c'est-à-dire la somme des protons et des neutrons.

⊕ Le nombre total de nucléons = nombre de masse **A = Z + N**. Ce nombre est pratiquement égal à la masse de l'atome car un électron est presque 2000 fois plus léger qu'un nucléon.

Z = nombre de protons

N = nombre de neutrons

⊕ Le nombre ou le numéro de charge Z (**numéro atomique**) correspond aux nombres de

protons. Dans un atome électriquement neutre, il y a autant de protons que d'électrons.

⊕ Donner la composition d'un atome, c'est indiquer de combien de protons, neutrons et électrons il est constitué.

Exemples

| Elément | Carbone : $^{12}_6\text{C}$ | Oxygène : $^{16}_8\text{O}$ | Chlore : $^{35}_{17}\text{Cl}$ |
|---------|-----------------------------|-----------------------------|--------------------------------|
| A | 12 | 16 | 35 |
| Z | 6 | 8 | 17 |
| N | 6 | 8 | 18 |

Exemple d'application (la constitution de quelques éléments)

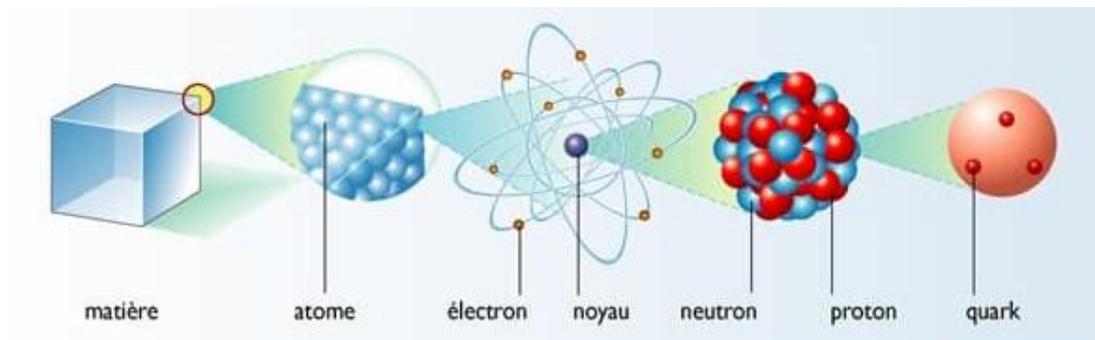
Donner la composition des particules suivantes : $^{23}_{11}\text{Na}$, $^{56}_{26}\text{Fe}^{+2}$, $^{12}_6\text{C}$, $^{13}_6\text{C}$ et $^{16}_8\text{O}^{-2}$

| Elément | Nombre de proton (Z) | Nombre de masse (A) | Nombre de neutron (N) | Nombre d'électron |
|----------------------------|----------------------|---------------------|-----------------------|-------------------|
| $^{23}_{11}\text{Na}$ | 11 | 23 | 12 | 11 |
| $^{56}_{26}\text{Fe}^{+2}$ | 26 | 56 | 30 | 24 |
| $^{12}_6\text{C}$ | 6 | 12 | 6 | 6 |
| $^{13}_6\text{C}$ | 6 | 13 | 7 | 6 |
| $^{16}_8\text{O}^{-2}$ | 8 | 16 | 8 | 10 |

Remarque

La fin des années soixante et le début des années soixante-dix a été marqué par la découverte de particules encore plus petites qui constituent les neutrons et les protons.

Ces particules sont appelées **quarks***.

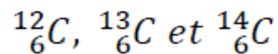


***Les quarks, ce sont les grains qui vont par trois et qui forment neutrons, protons et d'autres particules. Leurs tailles: 10^{-20} m ou même, selon la théorie des cordes: 10^{-35} m**

I.4. Isotopie: Les isotopes d'un élément sont les atomes possédant le même numéro atomique

Z mais un nombre de masse A différent. Ce sont donc des atomes ayant les mêmes propriétés chimiques. La séparation des isotopes se fait en utilisant des techniques physiques notamment la spectroscopie de masse. Dans la nature, la plupart des éléments existent sous forme de mélanges d'isotopes.

Par exemple :



${}^{12}_6\text{C}$ a 6 neutrons, ${}^{13}_6\text{C}$ a 7 neutrons et ${}^{14}_6\text{C}$ a 8 neutrons.

Généralement, la masse d'un atome X qui présente **n** isotope est égale à une moyenne pondérée des masses atomiques isotopiques, celle-ci s'exprime par la relation suivante :

* **Masse moyenne** : C'est la moyenne des masses isotopiques pondérée par leurs abondances relatives.

$$M_X = \frac{\sum X_i \times M_i}{100}$$

Cette masse est appelée aussi masse naturelle, masse du mélange isotopique ou encore masse réelle ;

Avec :

M_X : masse atomique de l'atome X

M_i : masse atomique de l'isotope (i)

X_i : abondance relative de l'isotope (i) (% de l'isotope, tel qu'il apparait dans la nature) ($X_i = 100\%$. Équation qui relie les abondances).

Ex: L'antimoine Sb se présente comme un mélange de deux isotopes ${}^{121}\text{Sb}$, ${}^{123}\text{Sb}$ dont les pourcentages respectifs sont: 57,69 % et 42,31 %. Calculer sa masse moyenne.

La masse moyenne de Sb est:

$$M = (121 \times 57,69 + 123 \times 42,31)/100 = 121,75\text{g/mol.}$$

Remarque :

Deux nucléides possédant le même nombre de neutrons N sont appelés **isotones**.

Deux nucléides possédant le même nombre de masse A sont appelés **isobares**. (Le nucléide est le noyau de l'atome).

I.5. Masse atomique d'un élément : La masse atomique d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes, appelée masse molaire atomique soit la masse de N atomes. N étant le nombre d'Avogadro égale à $6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. On distingue deux échelles:

- L'échelle des masses des atomes exprimées en unité de masse atomique (u.m.a) ;
- L'échelle des masses molaires atomiques exprimées en grammes.

Ces deux échelles sont proportionnelles l'une à l'autre et le facteur de passage de l'un à l'autre est le nombre d'Avogadro. Sa valeur est telle que les deux masses d'un atome ou d'une mole exprimée chacune avec sa propre unité sont numériquement égales.

On définit l'uma par :

$1 \text{ uma} = 1/12^{\text{ème}}$ de la masse d'un atome de carbone 12.

Cherchons la masse d'un atome de carbone :

$$1 \text{ mole de C} \rightarrow N \text{ atomes} \rightarrow 12 \text{ g}$$

$$1 \text{ atome de C} \rightarrow (12/N) \text{ g}$$

L'atome de carbone pèse $(12/N)$ g, alors l'uma correspond à :

Ou bien une unité de masse atomique (uma) est égale à un $1/12$ de la masse d'un atome de carbone ${}^{12}_6\text{C}$

$$1 \text{ uma} = (1/12) \times (12/N) \text{ g} = (1/N) \text{ g} = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1.660310^{-27} \text{ kg}$$

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{la masse d'un atome de C}}{12} = \frac{1.992363 \cdot 10^{-26}}{12} = 1.6603 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

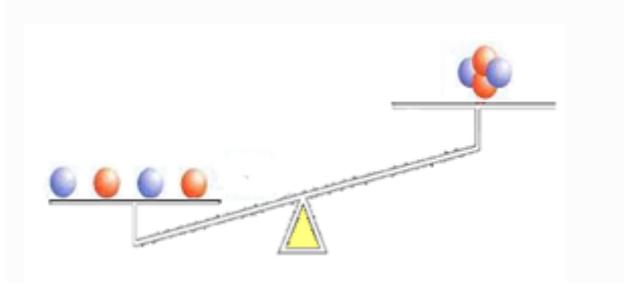
Exemple

Masse d'un atome de C = 12 uma et masse d'une mole de carbone = 12 g
 masse d'une molécule de NH_3 = 17 uma et masse d'une mole de NH_3 = 17 g

I.5. Équivalence masse-énergie

I.5.a. Défaut de masse:

L'expérience et la théorie ont montré que la masse d'un noyau est toujours inférieure à la somme des masses des nucléons qui sont combinés pour former ce noyau.



On appelle défaut de masse (Δm) la différence entre la masse d'un noyau et celle de la somme des masses des nucléons (protons et neutrons) qui le composent. La formation d'un noyau s'accompagne toujours d'une perte de masse qu'on appelle **défaut de masse Δm** .

$$\Delta m = Z m_p + (A - Z) m_n - M_{\text{noyau}} > 0$$

Avec :

$N=A-Z$ (N : nombre de neutrons, Z : nombre de protons et A : nombre de masse) **m_{noyau}** : masse du noyau dans son état fondamental.

En réalité le défaut de masse (Δm) dans le noyau est transformé en énergie nucléaire selon l'équivalence masse-énergie d'**Einstein** et conformément à la fameuse loi de **Lavoisier**

« Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme ».

Remarque: La masse d'un noyau mesurée expérimentalement est inférieure à la somme des masses des particules qui le composent prise à l'état libre.

I.5.b. Énergie de liaison: C'est l'énergie qu'il faut fournir au noyau pour le dissocier en ses nucléons constitutifs. La réaction nucléaire s'accompagne d'une perte de masse qui équivaut l'énergie nécessaire à la transformation du noyau.

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2 \quad (\text{Relation d'Einstein}).$$

ΔE : Énergie de cohésion du noyau

c : Célérité de la lumière = $3 \cdot 10^8$ m/s

* On définit l'électron-volt (e.V) comme étant l'énergie cinétique acquise par un électron initialement au repos, lorsqu'il est accéléré par une différence de potentiel de 1 V.

$$1 \text{ e.V} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ Joule.}$$

$$1 \text{ Me.V} = 10^6 \text{ e.V.}$$

$$1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 931,50 \text{ MeV}$$

À signaler, que cette valeur est le plus souvent donnée égale à **933 MeV** (dans le cas où on

utilise les valeurs arrondis ; tel que $c = 3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$). L'intérêt de cette unité est de faire directement la correspondance entre une énergie et une masse.

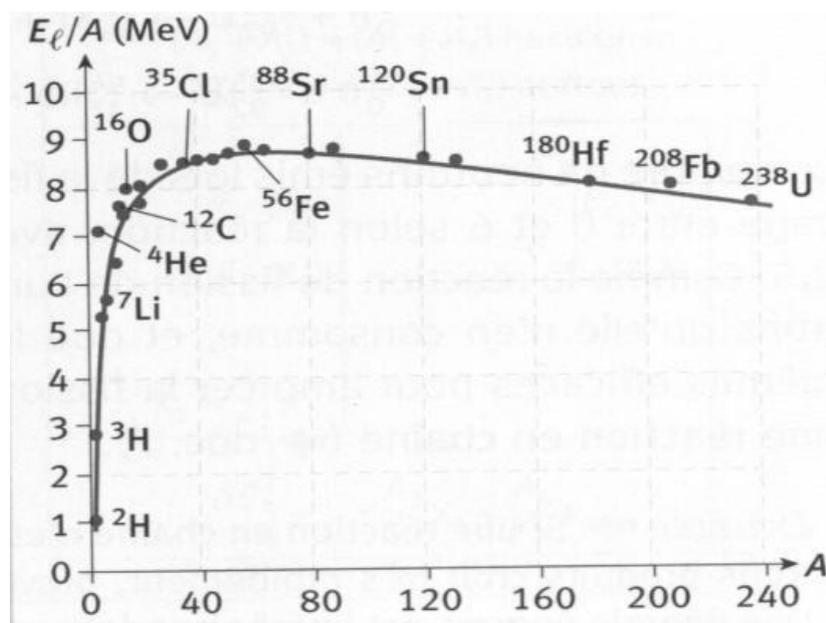
I.5.c.Stabilité d'un noyau: est caractérisée par l'énergie de liaison par nucléon.

La stabilité d'un noyau s'exprime par la valeur de son énergie de liaison (ou de cohésion) par nucléon E_l/A donnée par la relation :

$$\frac{E_l}{A} = \frac{\Delta m \times c^2}{A} \text{ en Me.V / nucléon.}$$

Un noyau sera d'autant plus stable que son énergie de cohésion par nucléon sera grande. Cette énergie est représentée pour différents noyaux naturels par la courbe ci-dessous appelée « **courbe d'Aston** ». Cette courbe est obtenue en portant en ordonnée pour chaque noyau l'opposé de son énergie de liaison par nucléon ($-E_l/A$) et en abscisse le nombre de nucléons (A).

I.5.c.1.Courbe d'Aston



La courbe d'Aston représente le graphe associé à $E_L / A = f(A)$

Observation : stabilité maximale pour ⁵⁶Fe (abondant dans l'Univers) Cette courbe montre que des noyaux possédant des énergies de liaison par nucléon relativement faibles (A petit ou A grand) peuvent se **transformer en des noyaux plus stables** (A moyen) en **libérant de l'énergie**.

Remarque:

- ✓ La stabilité d'un noyau est d'autant plus grande que A est grand ;
- ✓ Plus l'énergie de liaison par nucléons E_l/A est grande plus le noyau est stable.

Exemple

- ✓ L'uranium par fission produit des noyaux plus légers et plus stables.
- ✓ Deux noyaux d'hydrogène (deutérium et tritium ayant respectivement 2 et 3 nucléons) fusionnent pour donner un noyau d'hélium plus stable.

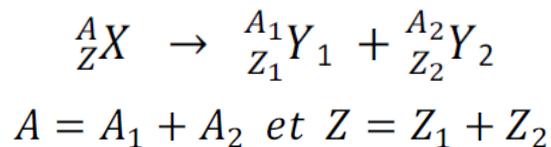
I.6. Radioactivité

La radioactivité est un phénomène physique de stabilisation de noyaux atomiques instables (dits radionucléides), au cours duquel, à tout instant, une fraction fixe et caractéristique des noyaux présents se transforme spontanément en d'autres noyaux (désintégration), en émettant simultanément des particules matérielles (électron, noyau d'hélium, positon...) et de l'énergie (cinétique et électromagnétique (photons)).

La radioactivité a été découverte en 1896 par Henri Becquerel qui a découvert que certaines substances émettent spontanément des rayonnements capables de traverser la matière.

I.6.1. Propriétés de la désintégration radioactive :

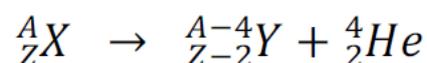
- ✗ Respecte la conservation de la charge électrique Z et du nombre de masse A . Z et A doivent être conservés après la désintégration.



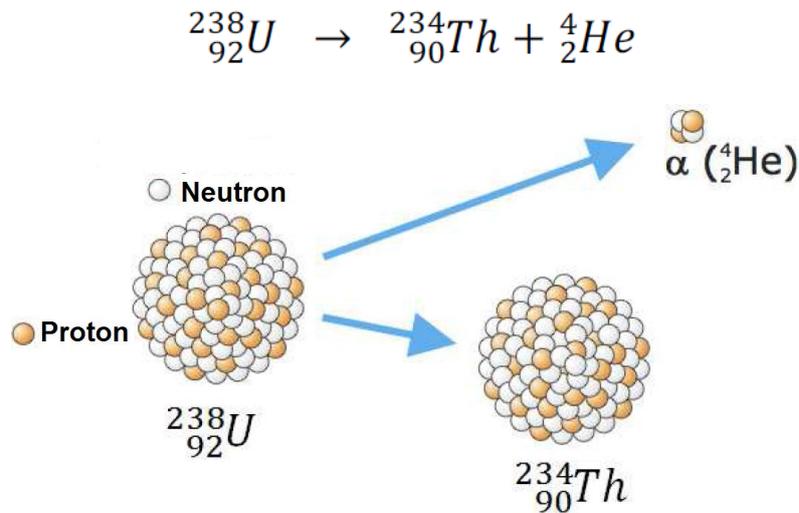
- ✗ Spontanéité : la désintégration se produit sans aucune intervention extérieure. Elle n'a besoin d'aucune condition particulière (température, pression,....etc.) ;
- ✗ Aléatoire : lorsque l'on considère un noyau en particulier, on ne peut pas savoir quand, il va se désintégrer. Dans un échantillon, on ne peut pas savoir quel noyau va se désintégrer ;
- ✗ Inéluctable : rien ne peut arrêter, ralentir ou accélérer la cadence de désintégration d'un échantillon radioactif.

I.6.2. Désintégrations Alpha, Beta et Gamma : Il existe trois grands types de désintégrations :

I.6.2.1. Désintégration alpha (α) : entraîne l'émission d'un rayonnement α (noyau d'hélium (${}^4_2\text{He}^+$)). Les périodes des désintégrations α sont souvent longues.



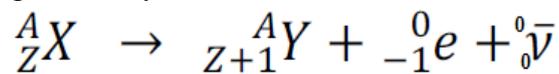
Exemple :



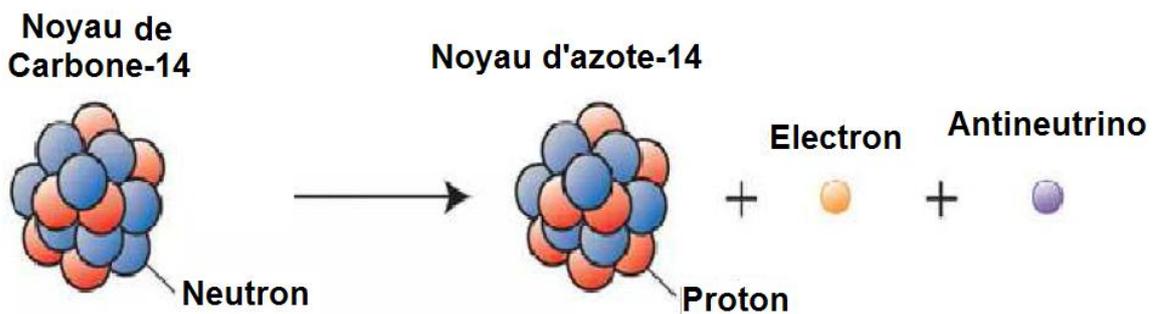
Ce type de désintégration se produit pour les noyaux lourds $Z > 82$

I.6.2.2. Désintégration beta (β) : entraîne l'émission d'un rayonnement β . Un rayonnement β est soit un électron (e^-) soit un positon (e^+). De ce fait il y a deux types de désintégrations β , la désintégration β^- et la désintégration β^+ . Les périodes radioactives des désintégrations β sont plus courtes, parfois même très courtes.

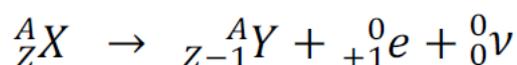
I.6.2.2.a. Désintégration beta (β^-) : Lorsque dans le noyau il y a un excès de neutrons, alors l'un d'eux se transforme en proton. Il y a émission d'un électron et d'un antineutrino (${}^0_0\bar{\nu}$).



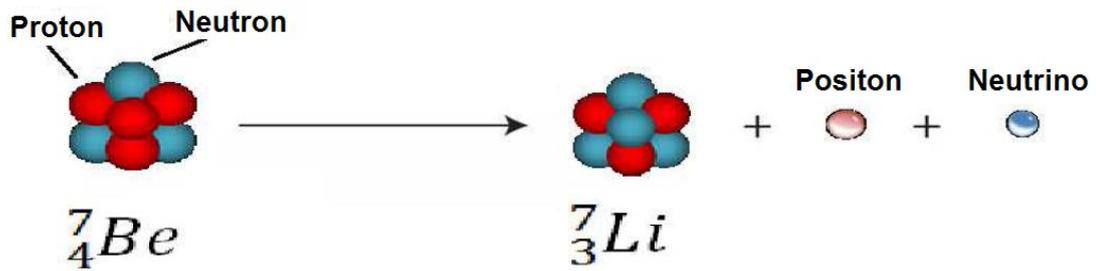
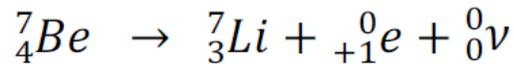
Exemple :



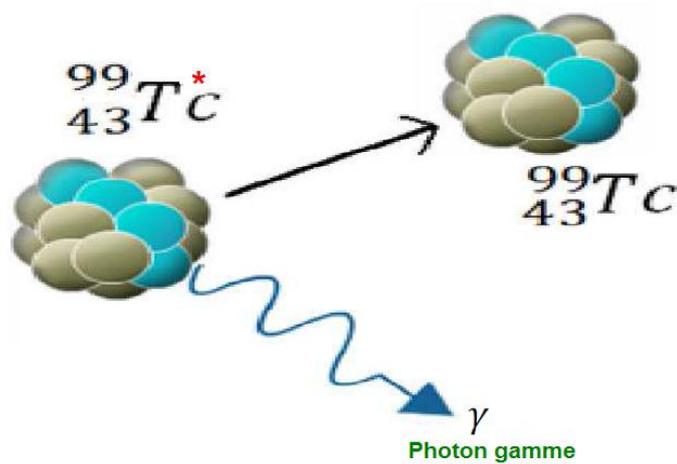
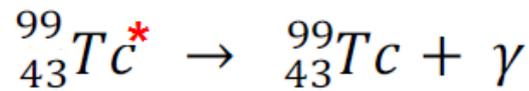
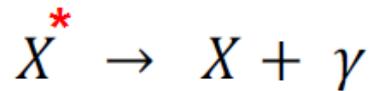
I.6.2.2.b. Désintégration beta (β^+) : Lorsque dans le noyau il y a un excès de protons, l'un d'eux se transforme en neutron. Il y a émission d'un positon et d'un neutrino (${}^0_0\nu$).



Exemple :

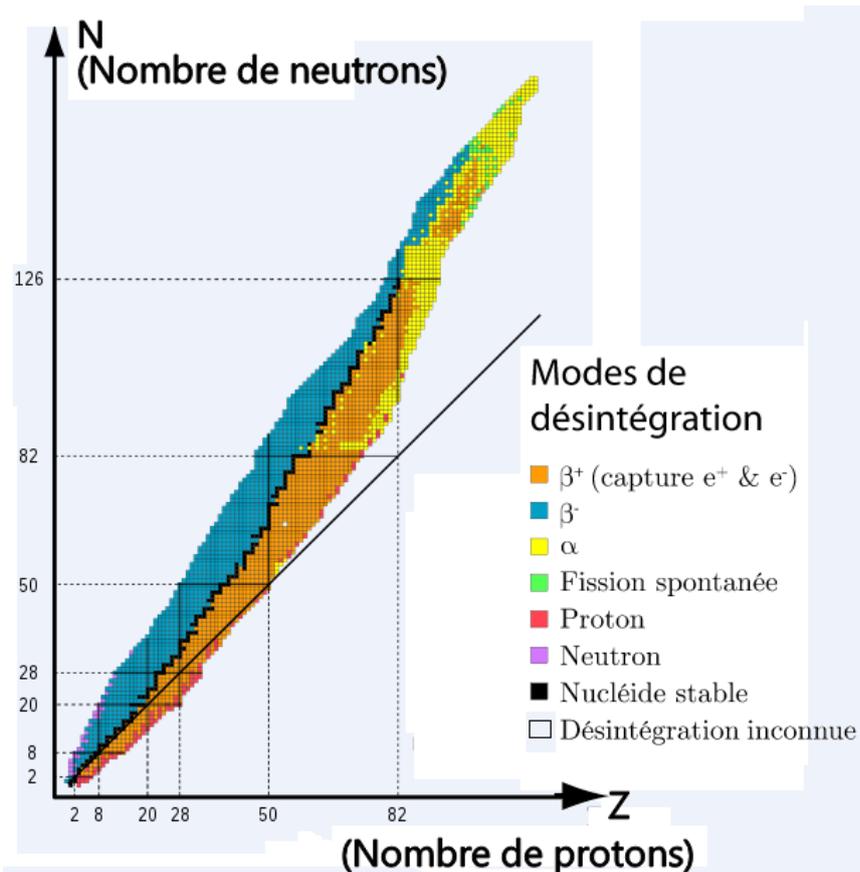


I.6.2.3. Désintégration gamma (γ) : correspond à l'émission de photons énergétiques.



Important :

Les désintégrations α et β sont souvent accompagnées de l'émission d'un ou plusieurs rayons.



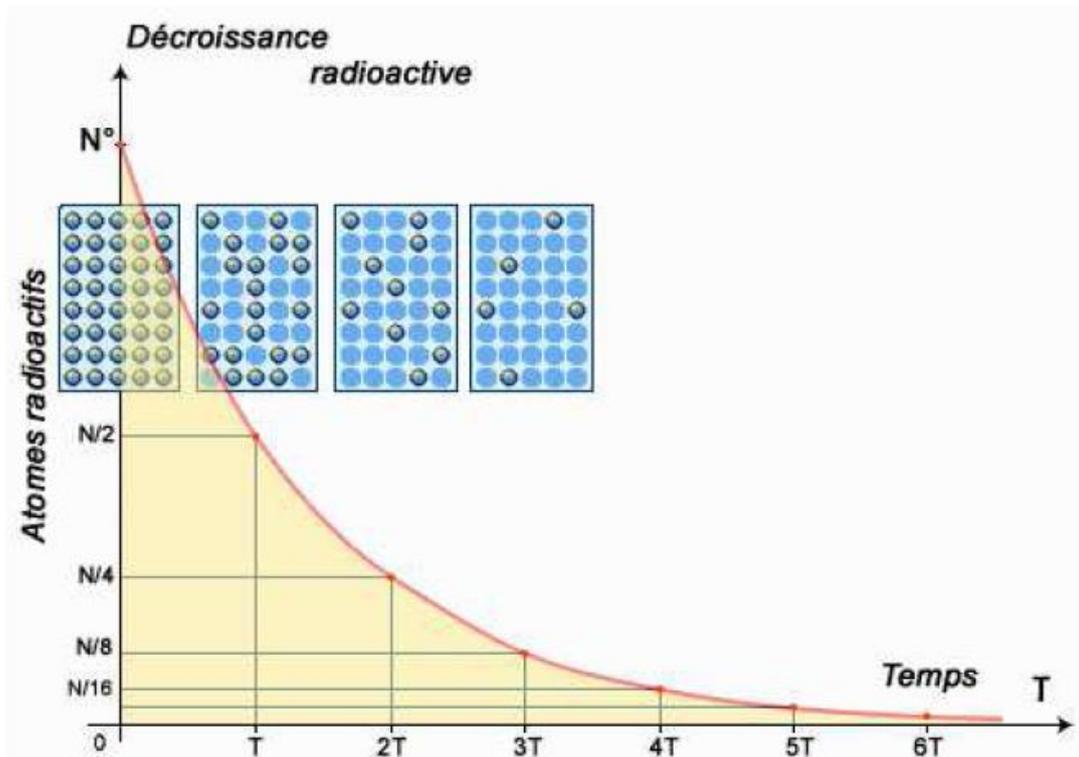
Le graphique représentant le nombre de neutrons en fonction du nombre de protons est appelé carte N-Z, on y distingue plusieurs zones différentes:

- Les noyaux stables (vallée de la stabilité)(noyaux représentés en noir dans le graphique):
 - ✓ Pour $Z < 20$, les noyaux stables se situent au voisinage de la droite $Z = N$;
 - ✓ Pour $Z > 20$, le nombre de neutrons augmente plus vite que le nombre de protons, les noyaux stables se situent au-dessus de cette droite.

● Les noyaux instables sont séparés en 3 cas:

1. Excès de neutrons (au-dessus de la vallée de la stabilité) (zone bleue), les radionucléides appartenant à cette zone se désintègrent par émission d'un électron: particules β^-
2. Défaut de neutrons (en dessous de la vallée de la stabilité) (zone orange), les radionucléides appartenant à cette zone se désintègrent par émission d'un positon, ils sont radioactifs β^+ .
3. Noyaux ayant un défaut de neutrons et dont $A > 170$ se désintègrent par émission α .

I.6.3. Loi de désintégration radioactive



Soit $N(t)$ le nombre de radionucléides d'un élément chimique donné présents dans un échantillon à un instant t quelconque. N diminue au cours du temps : dN est la variation de N ($dN < 0$ puisque N diminue), le nombre de noyaux disparus est : $-dN$.

Comme la probabilité de désintégration d'un de ces radionucléides ne dépend ni de la présence d'autres radionucléides ni du milieu environnant, le nombre total de désintégrations $-dN$ pendant un petit intervalle de temps dt est proportionnel au nombre de radionucléides N présents à l'instant t et à la durée dt de cet intervalle :

$$-dN = \lambda \cdot N \cdot dt$$

ou la constante de proportionnalité λ , appelée constante radioactive du radionucléide considéré, possède la dimension de l'inverse d'un temps ; la constante λ est positive.

En intégrant l'équation différentielle précédente, on trouve le nombre $N(t)$ de radionucléides présents dans l'échantillon à un instant t quelconque, sachant qu'à un instant donné $t = 0$ il y en avait N_0 ; c'est une loi de décroissance exponentielle :

$$N(t) = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$$

Ou :

- N_0 est le nombre initial de noyaux radioactifs (non-désintégrés);
- λ est la constante radioactive de l'élément.

Remarques :

● Cette loi de décroissance s'applique aussi à la masse des noyaux du radionucléide :

Sachant que la masse d'un noyau d'un certain nucléide est égale à :

$$m = \frac{M}{N_A} \rightarrow m(g) = \frac{A}{N_A}$$

M est la masse molaire,

N_A nombre d'Avogadro.

A nombre de masse.

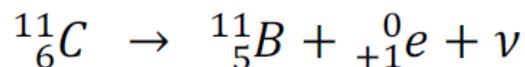
Donc :

$$m(t) : \text{masse de l'échantillon à l'instant } t \quad m(t) = m_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$$

m_0 : masse initiale de l'échantillon.

● N : Représente le nombre de noyaux qui ne se sont pas désintégrés. Le nombre de noyaux qui se sont désintégrés est égal à $N_0 - N$.

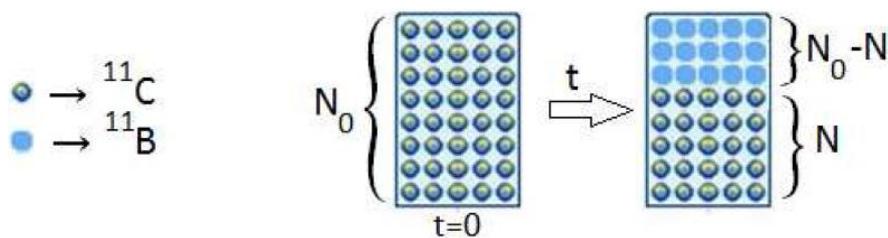
Exemple :



Si à l'instant $t = 0$ on a un échantillon ne contenant que des noyaux de ${}^{11}_6\text{C}$ alors :

N : Représente ici le nombre de noyaux de carbone restants (qui ne se sont pas désintégrés).

Le nombre de noyaux de ${}^{11}_6\text{C}$ qui se sont désintégrés est égal au nombre de noyaux de bore (${}^{11}_5\text{B}$) qui se sont formés et il est égal à $N_0 - N$.



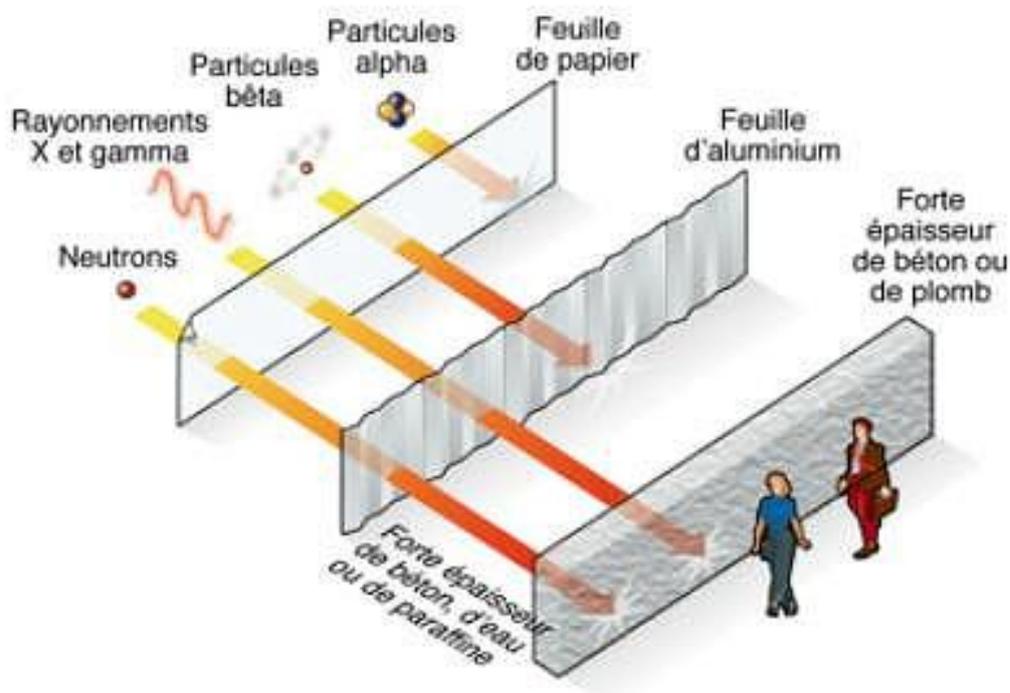
I.6.4. Pénétration des rayonnements dans la matière

I.6.4.1. Particules alpha : Pénétration très faible dans l'air. Une simple feuille de papier est suffisante pour arrêter les noyaux d'hélium. Bien qu'elles ne pénètrent pas très profondément dans un tissu vivant, elles sont très dangereuses, car l'ionisation du tissu humain peut provoquer des troubles graves et des cancers. Ceci est d'autant plus dangereux si les particules sont inhalées ou ingérées.

I.6.4.2. Particules bêta moins (électrons) : Pénétration faible. Parcourent quelques mètres

dans l'air. Une feuille d'aluminium de quelques millimètres peut arrêter les électrons. Ils peuvent pénétrer jusqu'à environ un centimètre de profondeur dans un tissu vivant avant d'être arrêtés. Ils peuvent être capturés par les biomolécules qui sont en conséquence ionisées.

I.6.4.3. Rayonnements X et gamma : Pénétration très grande, dépendant de l'énergie du rayonnement, plusieurs centaines de mètres dans l'air. Une forte épaisseur de béton ou de plomb permet de s'en protéger. En traversant des tissus vivants comme le corps humain, ils peuvent provoquer des dommages en ionisant des molécules situées sur leur chemin, ce qui peut induire un dysfonctionnement de l'ADN et provoquer l'apparition de cancers.



I.6.5. Activité d'une source

L'activité d'un échantillon de matières radioactive est définie par le nombre des désintégrations par unité de temps qui se produisent en son sein à chaque instant. Cette activité est une caractéristique primordiale de cet échantillon avec la nature des rayons émis. Elle représente sa (radioactivité de base). Quand l'échantillon contient plusieurs éléments, l'activité totale est la somme des activités de chaque élément.

On définit officiellement l'activité d'un échantillon de matières radioactive comme le nombre de désintégrations qui s'y produisent par seconde.

L'activité se mesure en Becquerels (Bq) ou en curies (Ci).

$$1\text{Bq} = 1 \text{ désintégration par seconde (dps)}$$

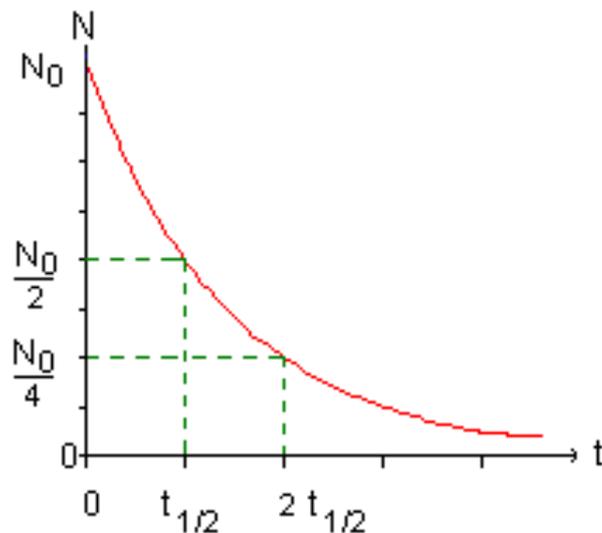
$$1\text{Ci} = 3.7 \cdot 10^{10} \text{ Bq (dps)}$$

$$A_c = \frac{-dN}{dt} = \lambda \cdot N = \lambda N_0 e^{-\lambda t}$$

$$A_c(t) = A_0 e^{-\lambda t} \quad : \quad A_0 = \lambda N_0$$

A_c : Activité au temps t .

A_0 : Activité initiale.



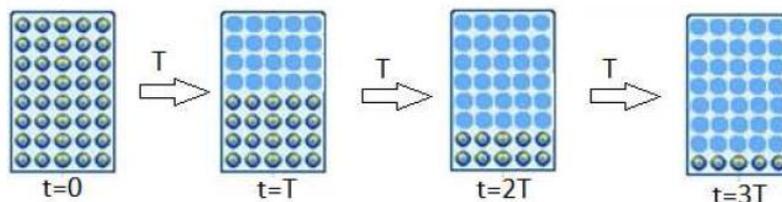
I.6.6. Période

La période radioactive, ou période d'un isotope radioactif, est le temps nécessaire pour que la moitié des noyaux de cet isotope initialement présents se désintègrent naturellement. Elle représente aussi le temps nécessaire pour que l'activité de l'échantillon diminue de moitié.

Si au temps $t = 0$ on a : $N = N_0$, alors au temps $t = T$ (T est la période) on aura : $N = N_0/2$
donc :

$$N(T) = N_0 \cdot e^{-\lambda T} = \frac{N_0}{2}$$

$$\rightarrow T = \frac{\ln 2}{\lambda} \quad \text{et} \quad \lambda = \frac{\ln 2}{T}$$



Si l'on pose $n = t/T$ alors on obtient :

$$N = N_0 e^{\frac{-\ln 2}{T} \cdot t} = \frac{N_0}{2^n}$$

Et de même pour l'activité, on peut l'écrire :

$$A_c = \frac{A_0}{2^n}$$

I.6.7. Relation entre la masse d'un radionucléide et son activité :

On a :

$$m(g) = \frac{N \cdot A}{N_A} \quad \text{et comme } N = A_c / \lambda \quad \text{donc :}$$

$$m(g) = \frac{A_c \cdot A}{\lambda \cdot N_A} = \frac{A_c \cdot A \cdot T}{N_A \cdot \ln 2}$$

où N_A : Nombre d'Avogadro = $6,02214076 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

L'unité du temps dans l'activité et la période doit être la même, c.-à-d. si j'utilise désintégration/seconde pour l'activité je dois utiliser la seconde pour la période. Par contre si j'utilise désintégration/minute pour l'activité, alors je dois utiliser la minute comme unité de la période.

I.6.8. Application de la radioactivité en médecine

Les applications médicales de la radioactivité ont été envisagées sur le plan théorique peu de temps après sa découverte, mais c'est au cours du demi-siècle écoulé qu'elle est véritablement entrée de plain-pied dans la panoplie des moyens diagnostiques (imagerie médicale) et thérapeutiques (radiothérapie) de la médecine.

La médecine nucléaire est le domaine médical qui utilise la radioactivité tant pour explorer le corps humain que pour le soigner. Parmi les méthodes d'imagerie médicale en médecine nucléaire, on a la scintigraphie et la tomographie par émission de positons (TEP).

Exercice d'application

1. Le sodium-24 ($^{24}_{11}\text{Na}$) est obtenu en bombardant le sodium-23 ($^{23}_{11}\text{Na}$) par des neutrons. Écrire l'équation nucléaire correspondante.

2. Le sodium-24 est un émetteur β . Écrire l'équation de cette désintégration.

3. On injecte dans le sang d'une personne un volume de **5mL** d'une solution contenant initialement du sodium-24 à la concentration $c = 2.10^{-3} \text{ mol/L}$. Calculer l'activité initial A_0 de cet échantillon.

4. 8Heures après l'injection, on prélève **5mL** de sang de cette personne et on mesure l'activité de cet échantillon $A = 5.3.10^{10} \text{ Bq}$. En supposant une répartition uniforme du sodium-24 dans le sang. Calculer le volume sanguin.

Données : Masse molaire du sodium-24 : $M = 24\text{g/mol}$; $N_A = 6.602.10^{23}/\text{mol}$; Période ou demi-vie du sodium-24 : $t_{1/2} = 15\text{heures}$.

Exercice : La radioactivité au service de la médecine

1. Expliquer le principe de la radiothérapie.
2. Qu'est-ce que la scintigraphie ?
3. Stockage et recyclage des déchets
 - a) Quels types de déchets peut-on rencontrer en médecine ?
 - b) Comment sont gérés ces déchets ?

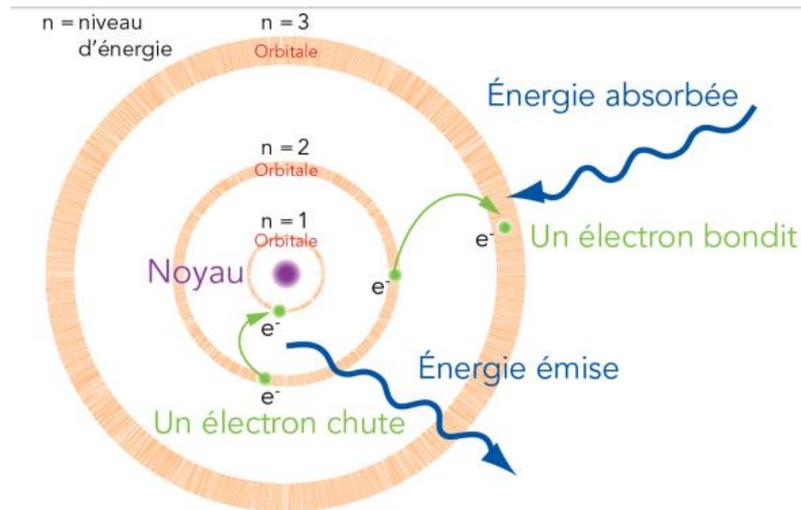
I.7.Introduction à la théorie de BOHR

La composition d'un atome, la répartition des charges négatives autour d'un noyau positif ont été découverts aux horizons de 1912. Ce n'est qu'en 1932 que Rutherford assisté de Chadwick mettra en évidence la présence de particules neutres de masse comparable à celle d'un proton au sein du noyau. Un défi de taille reste encore à expliquer à cette époque: l'émission de lumière par des atomes. Or, à cette époque, il est connu que l'émission de photons (de lumière) correspond à une énergie. Autrement dit, si l'atome émet de la lumière, c'est qu'il perd de l'énergie ! Or, les électrons ne semblent pas s'écraser sur le noyau ou les atomes subitement disparaître et devenir instables !.

Afin de rendre compte de cette stabilité atomique, Niels **Bohr** crée en 1913 un nouveau modèle d'atome:

Les orbites des électrons ne sont pas quelconques mais "quantifiées" (c'est à dire que tous les électrons se trouvant sur une même orbite possède la même énergie et que cette quantité d'énergie ne peut pas prendre n'importe quelle valeur, mais une de celles définies pour une couche existante).; seules certaines orbites particulières sont permises pour l'électron (correspondant dont à une certaine quantité d'énergie). Ce n'est que lorsque celui-ci saute d'une orbite à l'autre qu'il peut émettre (ou absorber) de la lumière.

Si l'électron émet de l'énergie sous forme de rayonnement électromagnétique, il perd donc de l'énergie cinétique (vitesse) et finira donc nécessairement un jour ou l'autre (sauf intervention extérieure) par tomber sur le noyau (illustration du phénomène dans la figure ci-dessous). Or la matière nous environnant est stable.



Modèle inexact → Apparition du modèle de Bohr

I.7.1. Atome de Bohr

Le modèle de Bohr repose sur la théorie quantique de Planck selon laquelle l'échange d'énergie entre le rayonnement et la matière ne s'effectue que par quantité finie ou par quantum (paquet) d'énergie égal à $h\nu$.

$$E = h\nu \dots\dots\dots(1)$$

où E : énergie en joule.

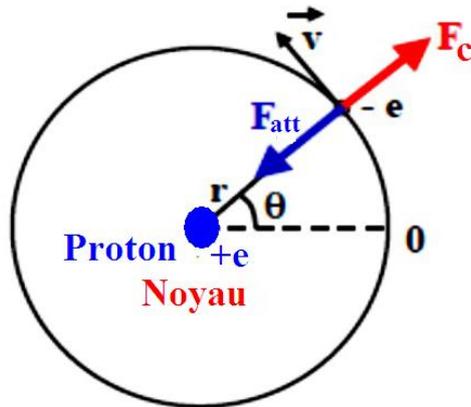
h : constante de Planck = $6.62 \cdot 10^{-34}$ J.s.

ν : fréquence s^{-1} .

Bohr a donné plusieurs postulats:

- a.** L'électron de l'atome d'hydrogène ne gravite autour du noyau que sur certaines orbites privilégiées (orbites stationnaires) qui forment une suite discontinue, à chacune de ces orbites correspond une énergie E.
- b.** Durant son mouvement autour du noyau, l'électron ne rayonne pas, son énergie ne varie pas et son mouvement ne s'amortit pas. Sur chaque orbite privilégiée, l'équilibre dynamique de

l'électron obéit aux lois de la mécanique classique.



v : vitesse de l'électron autour du noyau
F_c : Force centrifuge
F_{att} : Force d'attraction

Modèle des forces de Bohr

Le système est stable par les deux forces F_{att} et F_c :

$$|\vec{F}_{att}| = |\vec{F}_c|$$

Force d'attraction coulombienne = Force centrifuge

- Force d'attraction : $|F_{att}| = \frac{e^2}{4\pi\zeta_0 r^2}$ (car $|F_a| = \frac{Ke^2}{r^2}$ et $K = \frac{1}{4\pi\zeta_0}$)
- Force centrifuge : $|F_c| = \frac{mV^2}{r}$

m : masse de l'électron

v : vitesse de l'électron autour du noyau

r : rayon de l'orbite ou distance électron-noyau

$h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s : constante de Planck

ζ_0 : Perméabilité du vide ($8,987\ 551\ 784 \cdot 10^9$ N m² C⁻²)

c. Lorsque l'électron passe d'une orbite n_1 à une orbite n_2 , il absorbe ou émet une quantité d'énergie rayonnante ΔE .

$$\Delta E = (\text{énergie du photon}) = |E_{nf} - E_{ni}| = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \text{ avec } \nu = \frac{c}{\lambda} \quad (E_i: \text{état initial}, E_f: \text{état final})$$

.....(2)

Remarque: le passage se fait par saut brusque.

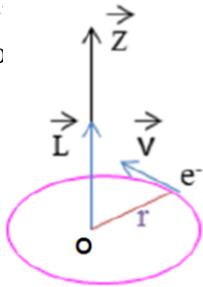
d. Les seules orbites possibles sont telles que le produit de la quantité demouvement (mv) par

le rayon (r) de l'orbite soit un multiple entier de la constante de Planck h.

Le moment cinétique est : $L = mvr = nh/2\pi$

(2)

c



entier $\in \mathbb{N}^*$ ($n = 1; 2; 3; 4; \dots$)
 En mécanique classique, le moment cinétique (ou moment angulaire par anglicisme) d'un point matériel M par rapport à un point O est le moment de la quantité de mouvement $\vec{p} = (m\vec{v})$ par rapport au point O, c'est-à-dire le produit vectoriel :

$$\vec{L}_O = \vec{OM} \wedge \vec{p}$$

I.7.1.1. Calcul du rayon de Bohr (Rayon de l'orbite)

Bohr a proposé un modèle dans lequel il applique au système (proton, électron) les lois de la mécanique classique et admet que le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs multiples et entières de $h/2\pi$.

$$m v r = n h/2\pi \dots\dots\dots$$

(3)

Condition de stabilité : $\sum F_{\text{ext}} = 0$
 $F_{\text{att}} + F_c = 0$

$$|F_a| = |F_c| \Rightarrow \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

$$\Rightarrow \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} = mv^2$$

$$k e^2 / r = m v^2 \dots\dots\dots$$

(4)

Où

$$k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \text{ onstante de Coulomb} = 9 \cdot 10^9 \text{ Nm}^2 \text{ C}^{-2}$$

De la relation (3) on tire la vitesse de l'électron

$$v = nh/2\pi m r \text{ (quatrième postulat)}$$

d'où : $v^2 = n^2 h^2 / 4\pi^2 m^2 r^2$

on remplace v^2 dans la relation (4) $r = Ke^2/mv^2$

$$r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 k e^2 m} \quad r = \frac{n^2 h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2}$$

Pour l'hydrogène dans son état fondamental : $n = 1$

avec $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s

On remplaçant les constantes (π ; K ; e ; m et h) par leurs valeurs respectives ($\pi = 3,14$; $K = 9 \cdot 10^9$ N.m².C⁻²; $e = -1,6 \cdot 10^{-19}$ C ; $m = 9,1 \cdot 10^{-31}$ kg et $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s).

Note k : $k = 9 \cdot 10^9$ Nm² C⁻² (unités MKSA) ; $k = 1$ unités CGS.

$$r = n^2 h^2 / 4\pi^2 K e^2 m$$

$$= \frac{(6,62 \cdot 10^{-34})^2}{4 \cdot (3,14)^2 \cdot 9 \cdot 1 \cdot 10^{-31} \cdot 9 \cdot 10^9 \cdot (1,6 \cdot 10^{-19})^2} = 0,53 \cdot 10^{-10} m = 0,53 \text{ \AA}$$

Cette valeur est notée a_0 et appelé premier **rayon de Bohr** pour l'atome d'hydrogène.

On obtient alors : $r_n = r_{\text{hydrogène}} = 0,53 \cdot 10^{-10}$ m (**rayon de la première orbite de l'atome H**)

rayon de Bohr = $r_1 = a_0 = 0,53 \text{ \AA}$ (a_0 est appelé rayon de la 1ère orbite de Bohr)

d'où : $r_n = a_0 n^2 (\text{\AA})$

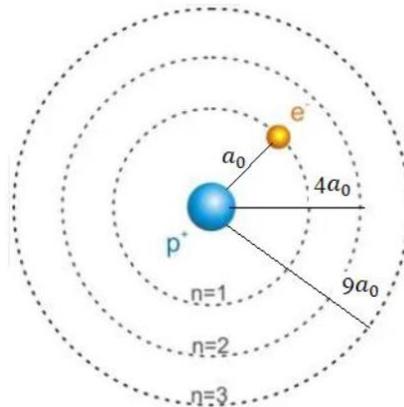
d'où : $r_n = 0,53 n^2 (\text{\AA}) \dots \dots \dots (5')$

$$r_n = 0,53 \cdot n^2 (\text{\AA})$$

Pour $n=1$ (1^{ère} orbite): $r = 0,53 \text{ \AA}$

Pour $n=2$ (2^{ème} orbite): $r = 0,53 \cdot 4 = 2,12 \text{ \AA}$

Pour $n=3$ (3^{ème} orbite): $r = 0,53 \cdot 9 = 4,77 \text{ \AA}$



Représentation des orbites circulaire de l'atome d'Hydrogène

I.7.1.2. Calcul de l'énergie (Expression de l'énergie totale)

Énergie de l'électron sur une orbite stationnaire

$$E_{Total} = E_{Cinétique} + E_{Potentielle}$$

– **Énergie cinétique** : $E_c = \frac{1}{2} mv^2$; mais $mv^2 = Ke^2/r$ (voir (4))

on déduit que : $E_c = \frac{1}{2} Ke^2/r$

– **Énergie potentielle** : c'est l'énergie nécessaire pour ramener une particule (électron) de l'infini (∞) à une distance (r) du noyau.

Ou bien l'énergie potentielle, elle est due à l'attraction du noyau.

$$E_p = \int_{\infty}^r -F_e dr = \int_{\infty}^r \frac{ke^2}{r^2} dr$$

$$E_p = (-Ke^2 / r^2)$$

$$E_{Total} = E_p + E_c$$

$$= (-Ke^2 / r) + (1/2Ke^2 / r)$$

$$E_{Total} = -Ke^2 / 2r$$

$$r = \left(\frac{h^2}{4\pi^2 m k e^2} \right) n^2$$

On déduit que :

$$E = \left(- \frac{2\pi^2 K^2 e^4 m}{h^2} \right) \frac{1}{n^2} \dots\dots\dots(7)$$

$$E_T = \left(- \frac{2\pi^2 m k^2 e^4}{h^2} \right) \cdot \frac{1}{n^2}$$

(Quantification de l'énergie)

Pour l'hydrogène dans son état fondamental : $n = 1$

On pose $-\frac{2\pi^2mk^2e^4}{h^2} = E_H$: énergie de la première orbite ($n=1$) de l'atome H.

$E_n = \frac{E_H}{n^2}$: énergie de l'électron sur la $n^{ième}$ orbite de l'atome d'hydrogène.

Le calcul de E_H donne : $E_H = -21,736 \cdot 10^{-19} J$

$$= -13,6 \text{ eV}$$

$$\Rightarrow E_n = \frac{-13,6}{n^2} (\text{eV}).$$

d'où : $E_n = E_H / n^2$ (7') où : $E_1 = -13.6 \text{ eV}$.

$$E_H = E_1 = -13.6\text{eV}$$

Application:

- ⊕ Pour $n=1$ (état fondamental), $E_1 = -13,6 \text{ eV}$
- ⊕ Pour $n=2$ (premier état excité), $E_2 = E_1/4 = -3,4 \text{ eV}$
- ⊕ Pour $n=3$ (Deuxième état excité) : $E_3 = E_1/9 = -1,5 \text{ eV}$

Pour $n > 1$, on dit que l'électron de l'atome est dans un état excité : $E_n = E_1/n^2 = -13,6/n^2$ (eV)

Si $n = \infty$, on dit que l'atome est ionisé (l'électron a quitté l'atome).

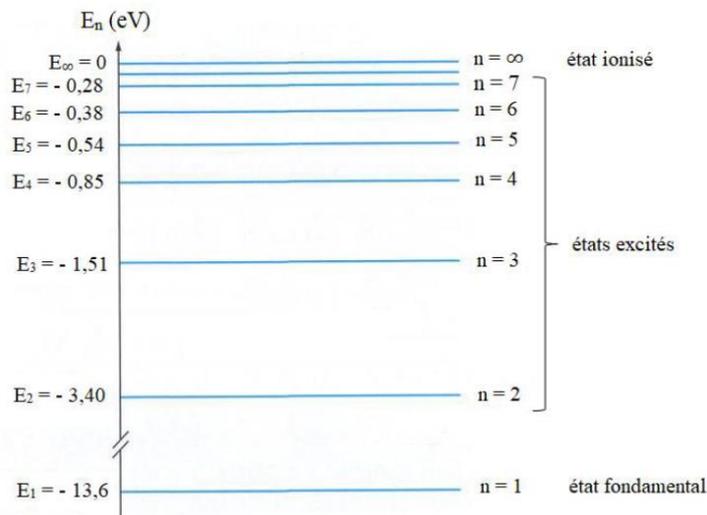
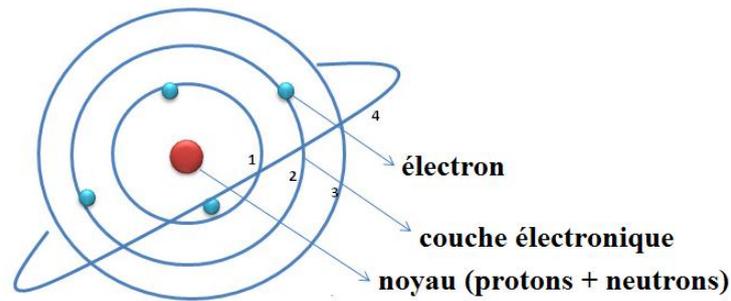


Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène



Où la couche 1 est la couche de plus basse énergie et la couche 4 est la couche de plus haute énergie.

Remarque :

L'électron volt est une unité de mesure définie comme étant l'énergie cinétique acquise par un électron accéléré depuis le repos par une différence de potentiel d'un volt : $1 \text{ eV} = (1e) \times (1V)$, où e désigne la valeur absolue de la charge électrique de l'électron (ou charge élémentaire).

Avec $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

L'énergie électronique de l'atome d'hydrogène ne peut prendre que des valeurs bien définies appelées niveaux d'énergie électronique de l'atome. On dit que l'énergie électronique de l'atome d'hydrogène est quantifiée.

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} ; m = 9,110 \cdot 10^{-31} \text{ kg} ; h = \text{constante de Planck} = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} ;$$

$$n = \text{nombre entier (1, 2, 3, 4, \dots)} \text{ et } \zeta_0 = (36\pi \cdot 10^9)^{-1} \text{ F/m} = 8,854 \cdot 10^{-12} \text{ F/m}.$$

Les calculs de Bohr :

| | Atome d'hydrogène (H) | Ion hydrogénoïde (X) |
|--------------------------------|---|---|
| L'énergie totale de l'électron | $E_n = \frac{E_H}{n^2}; (E_1)_H = -2,18.10^{-18} \text{ J} = -13,6 \text{ eV}$ <p>n: nombre quantique principal ($n \geq 1$)</p> | $E_T = E_{(H)} \cdot Z^2 / n^2$ <p>Z: nombre de protons</p> |
| Rayon de l'orbite | $r_n = n^2 \cdot a_0$ | $r = r_{(H)} \cdot n^2 / Z; r_{(H)} = a_0 = 0,53 \text{ \AA}$ |
| La vitesse de l'électron | $v_n = v_0 / n; v_0 = 2,18 \times 10^6 \text{ m.s}^{-1}$ | $v_n = v_0 Z / n; v_0 = 2,18 \times 10^6 \text{ m.s}^{-1}$ |
| La longueur d'onde d'une raie | $\frac{1}{\lambda_{i \rightarrow j}} = \bar{\nu} = R_H \left(\frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$ <p>n_j et n_i sont des entiers avec $n_j < n_i$ $\bar{\nu}$: Nombre d'onde (m^{-1}); λ: longueur d'onde (m); R_H constante de Rydberg, dont la valeur est $R_H = 1,097.10^7 \text{ m}^{-1}$</p> | $\frac{1}{\lambda_{i \rightarrow j}} = \bar{\nu} = Z^2 R_H \left(\frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$ <p>n_j et n_i sont des entiers avec $n_j < n_i$ $\bar{\nu}$: Nombre d'onde (m^{-1}); λ: longueur d'onde (m); R_H constante de Rydberg, dont la valeur est $R_H = 1,097.10^7 \text{ m}^{-1}$</p> |

Exercice d'application

On applique la théorie de Bohr à l'orbitale circulaire, décrite par l'électron autour du noyau de l'atome d'hydrogène, qui est caractérisée par la valeur $n=1$.

Déterminer:

- le rayon de la première orbite en (Å)
- la vitesse de l'électron pour l'état fondamental de l'atome d'hydrogène.
- les énergies qui correspondent aux trois premiers niveaux (en eV)

Données: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $h = 6,627 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $K = 1/4\pi\epsilon_0 = 9 \cdot 10^9 \text{ (MKSA)}$.

I.8. Formule de Balmer-Rydberg

On se basant sur la 3^{ème} hypothèse de Bohr qui stipule que lors d'un passage d'un électron d'un niveau à un autre, il émet ou absorbe de l'énergie, Balmer a établie une formule qui permet de connaître la longueur d'onde des photons émis lors ces transitions.

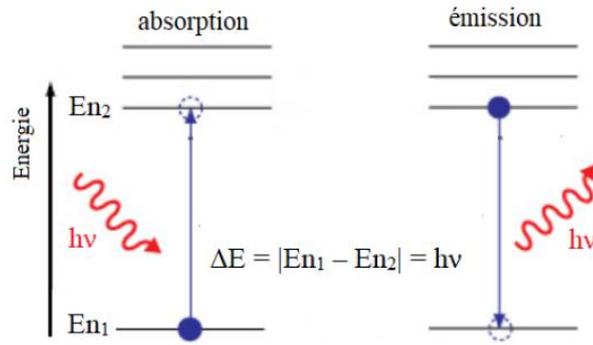
L'énergie correspondante est la différence d'énergie entre deux niveaux avec $n_2 > n_1$:

$$\text{Du troisième postulat : } \Delta E = |E_{n_2} - E_{n_1}| = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = hc / \lambda = hc \bar{\nu}$$

où : λ = longueur d'onde

$\bar{\nu}$ = nombre d'onde = $1 / \lambda$

ν = fréquence



Processus d'émission et d'absorption

$$\Delta E = -\frac{E_1}{n_2^2} - \left(-\frac{E_1}{n_1^2}\right) = E_1 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) = \frac{h c}{\lambda} \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{E_1}{h c} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

On pose :

$$\frac{E_1}{h c} = R_H = \text{Cette constante est dite constante de Rydberg} = 1.096.10^7 m^{-1} = 1.1.10^7 m^{-1}$$

La formule de Rydberg : $\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$ (8) Formule de Balmer

La valeur de R_H peut être aussi retrouvée par la formule suivante : $R_H = \frac{m e^4}{8 \zeta_0^2 h^3 C}$

Il y a donc un bon accord entre l'expérience et la théorie de Bohr dans le cas du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

Remarque :

1. n_1 représente une série de raies.

Si $n_1 = 1 \rightarrow$ série de Lyman \rightarrow ultraviolet (UV).

Si $n_1 = 2 \rightarrow$ série de Balmer \rightarrow visible.

Si $n_1 = 3 \rightarrow$ série de Paschen \rightarrow Infra-rouge (IR).

Si $n_1 = 4 \rightarrow$ série de Brackett \rightarrow Proche infra-rouge.

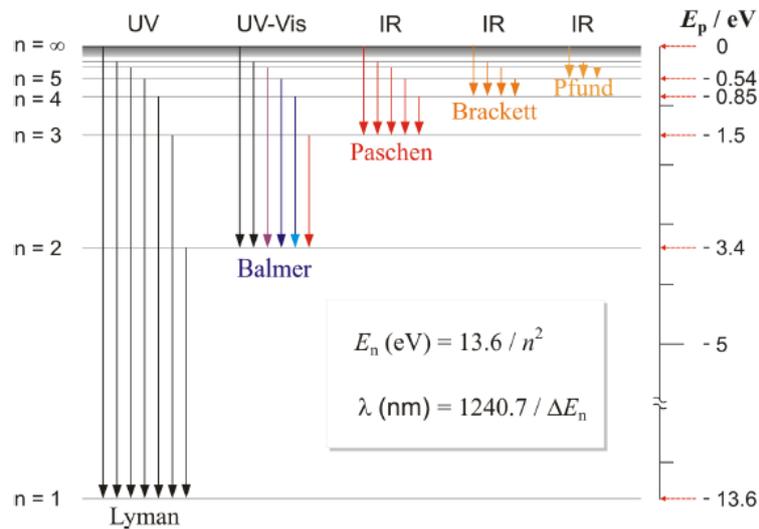
n_2 représente une raie dans une série $n_2 > n_1$.

Chaque raie est caractérisée par sa fréquence ou son nombre d'onde qu'il est possible de mesurer.

| Série | n_1 | n_2 | Région du spectre | longueur d'onde en nm |
|----------|-------|--------------|-------------------|---------------------------------------|
| LYMAN | 1 | 2, 3, 4, ... | UV | $121,543 \geq \lambda \geq 91,157$ |
| BALMER | 2 | 3, 4, 5, ... | Visible | $656,335 \geq \lambda \geq 364,631$ |
| PASCHEN | 3 | 4, 5, 6, ... | IR | $1875,247 \geq \lambda \geq 820,419$ |
| BRACKETT | 4 | 5, 6, 7, ... | proche IR | $4051,453 \geq \lambda \geq 1458,523$ |
| PFUND | 5 | 6, 7, 8... | IR | $7458,356 \geq \lambda \geq 2278,942$ |

2. Si $n_2 = \infty$ on parlera de raie limite et $E_\infty = 0$. On définit alors, l'énergie d'ionisation E_{ion} comme étant l'énergie qu'il faut fournir à l'atome pour extraire un électron (envoyer l'électron à l'infini).

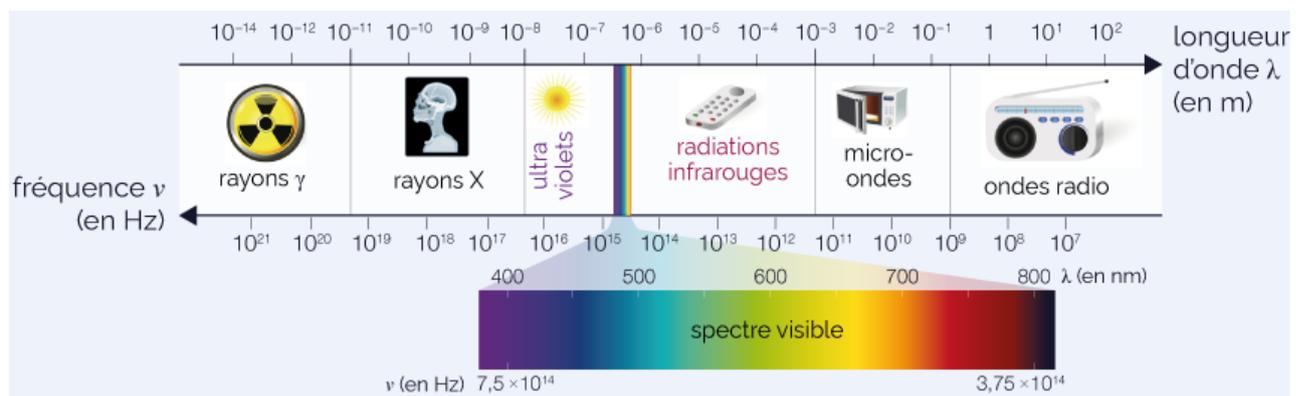
Exemple : $E_{\text{ion}} = E_\infty - E_1 = 0 - (-13.54) = +13.54 \text{ eV}$ pour l'atome d'hydrogène.



Spectre d'émission (diagramme des longueurs d'ondes émises) de l'atome d'Hydrogène incluant les quatre premières séries. Le nombre quantique principal de chaque niveau ainsi que les énergies potentielles correspondantes en eV

3. Spectre des ondes électromagnétiques

Le spectre des ondes électromagnétiques se présente sous la forme suivante.



Spectre des ondes électromagnétiques

I.9. Insuffisance du modèle de BOHR

Le modèle de Bohr a été le premier essai de description de la structure interne de l'atome, mais bien vite des insuffisances sont apparues. Parmi elles, on relèvera principalement :

1. L'atome de Bohr est instable, car selon la loi de l'électromagnétisme, une charge électrique

en mouvement accéléré doit rayonner de l'énergie, donc le système devrait perdre de l'énergie et l'électron retomber sur le noyau, ce qui est improbable.

2. Le modèle de Bohr ne parvient pas à expliquer les spectres d'émission des systèmes polyélectronique, car Bohr ne tient compte que de l'attraction électrostatique entre un électron et le noyau, il néglige les répulsions entre les différents électrons.

3. Dans son approche, Bohr ne considère que des orbites circulaires définies par un nombre quantique n . Or, quand on place l'atome d'hydrogène dans un champ extérieur (électrique ou magnétique), on observe des déplacements différents (elliptique d'après Sommerfeld).

4. La théorie de Bohr ne permet pas d'interpréter les spectres des atomes lourds, mais reste un modèle simple et pratique pour aborder la quantification des niveaux d'énergie.

I.10. Généralisation aux ions hydrogénéoïdes:

La théorie de Bohr est applicable à l'hydrogène et aux ions hydrogénéoïdes. Les ions hydrogénéoïdes sont les ions qui comportent un seul électron, mais un nombre de protons $Z > 1$.

Exemples : ${}_2\text{He}^+$; ${}_3\text{Li}^{2+}$; ${}_4\text{Be}^{3+}$

$$F_e = \frac{-kZe^2}{r^2}$$

$$r_n = a_0 \cdot \frac{n^2}{Z} = 0,53 \cdot \frac{n^2}{Z} \text{ (Å)}$$

$$E_n = E_H \cdot \frac{Z^2}{n^2} = -13,6 \cdot \frac{Z^2}{n^2} \text{ (eV)}$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \cdot Z^2 \text{ (formule de Balmer)}$$

avec $n_2 > n_1$

Conclusion :

La théorie de Bohr eût le mérite d'expliquer le spectre de l'atome d'hydrogène et des ions hydrogénéoïdes grâce à la notion de la quantification; tout en gardant les lois de la mécanique classique. Mais elle s'est trouvée incapable d'expliquer les spectres des atomes plus lourds.

En réalité, les électrons ne décrivent pas une trajectoire circulaire, on parle plutôt de probabilité d'existence des électrons dans un certain domaine.

II.11. L'atome en mécanique ondulatoire

C'est en associant aspect corpusculaire et ondulatoire de la lumière que l'on peut interpréter ces phénomènes optiques un rayonnement se propagera comme une onde de

longueur d'onde λ mais paradoxalement il s'y associera un déplacement de particules, des photons transportant de l'énergie.

II.1. Notion de la mécanique quantique (ondulatoire)

II.1.1 Dualité onde - corpuscule

II.1.1.a. Postulat de De Broglie « A toute particule (corpuscule) de masse m et de vitesse v est associée une onde de longueur d'onde λ . On applique ainsi à la matière (exemple : un électron) le caractère combiné d'onde et de particule.

La relation de De Broglie s'écrit: $\lambda = h/mv$

λ : longueur d'onde ;

h : constante de Planck

mv : quantité de mouvement.

II.1.1.b. Principe d'incertitude d'Heisenberg Il est impossible de définir avec précision à la fois la position et la vitesse d'une particule. Cela se traduit par la relation :

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq h/2\pi$$

Δx : incertitude sur la position

$\Delta p_x = m\Delta v$: incertitude sur la quantité de mouvement

II.1.1.c. Notion de la probabilité de présence

En mécanique classique (conception de Bohr), l'étude du mouvement d'un électron consiste à rechercher sa trajectoire avec précision, par contre en mécanique quantique on parle de la probabilité de trouver l'électron en un certain point de l'espace. Cette délocalisation dans l'espace est donnée par une fonction des coordonnées de l'électron appelée fonction d'onde Ψ .

La probabilité de présence est :

$$dP = |\Psi(x, y, z, t)|^2 dV$$

La fonction d'onde Ψ doit satisfaire une certaine condition de normalisation:

$$P = \int_{\text{espace}} |\Psi|^2 dV = 1$$

On dit que la fonction d'onde est normée.

✘ Résoudre l'équation de Schrödinger signifie trouver les valeurs propres et les fonctions propres de l'opérateur Hamiltonien du système. Il existe des restrictions

mathématiques à la résolution de l'équation de Schrödinger et les solutions acceptables Ψ de l'équation ne sont trouvées que pour certaines valeurs de l'énergie $E \Rightarrow$ L'énergie du système est quantifiée.

✗ L'équation de Schrödinger ne peut être résolue que pour les systèmes à un seul électron: hydrogène et ions hydrogénoïdes

I.11.2. Nombres quantiques.

L'état d'un électron dans un atome, c'est-à-dire : son énergie, ses mouvements autour du noyau, la forme de l'orbitale, est défini par 4 paramètres appelés **nombres quantiques**.

1. n : Nombre quantique principal (entier positif non nuls ($n \geq 1$) 1, 2, 3, 4,...). Chaque valeur de n correspond à un niveau d'énergie et définit une couche électronique. Il y a 7 couches électroniques connues, à l'état fondamental. La couche externe est aussi appelée « couche de valence ».

| | | | | | | | | |
|----------------------|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Valeur de n | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 9 |
| Symbole de la couche | K | L | M | N | O | P | Q | R |

La couche électronique est parfois indiquée par une lettre MAJUSCULE au lieu de la valeur numérique de n .

- ✓ Il caractérise la taille de l'orbitale (son "rayon") ;
- ✓ Il caractérise l'énergie de l'orbitale.

2. ℓ : Nombre quantique orbitalaire ou secondaire (ou azimutal) tel que $0 \leq \ell \leq n - 1$. Chaque valeur de ℓ définit une sous couche, et détermine la géométrie de l'espace dans lequel l'électron se déplace. Quand $\ell = 0, 1, 2$ ou 3 , on dit que la fonction ψ décrit respectivement un électron dans les états s, p, d ou f .

| Sous couche | s | p | d | f | g |
|----------------|-------|-----------|---------|-------------|--------------------------------|
| ℓ | 0 | 1 | 2 | 3 | 4 |
| Origine du nom | Sharp | Principal | Diffuse | Fundamental | Respecter l'ordre alphabétique |

Si $\ell = 0$, on parlera d'orbitales atomiques $1s, 2s \dots$ en fonction de la valeur de n .

Si $\ell = 1$, on parlera d'orbitales atomiques $2p, 3p, \dots$ en fonction de la valeur de n .

Il caractérise la "forme" de l'orbitale; il définit une sous-couche électronique, ou un sous-niveau d'énergie.

Si $n = 1, \ell = 0$ (orbitale s uniquement),

Si $n = 2, \ell = 0$ ou 1 (orbitales s ($2 e^-$) et p ($6 e^-$)),

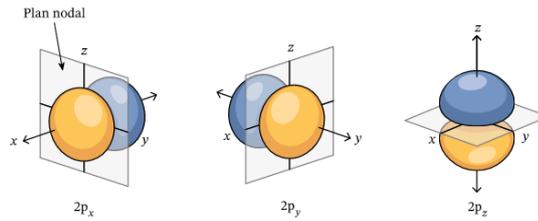
Si $n = 3, \ell = 0, 1$ ou 2 (orbitales s ($2 e^-$), p ($6 e^-$) et d ($10 e^-$)),

Si $n = 4, \ell = 0, 1, 2$ ou 3 (orbitales s ($2 e^-$), p ($6 e^-$), d ($10 e^-$) et f ($14 e^-$)).

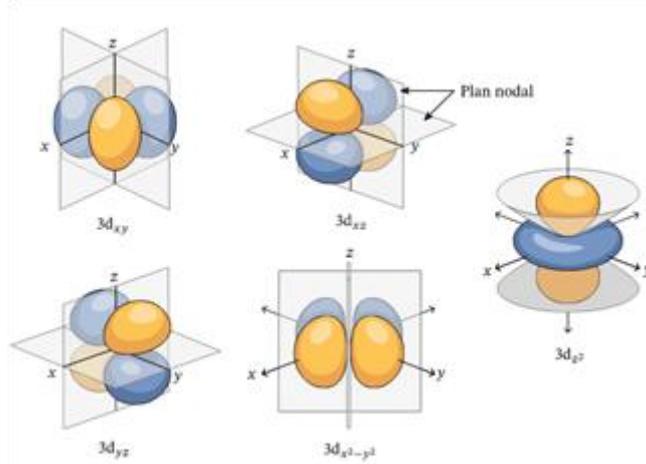
Forme des orbitales



Orbitales s : sphérique



Orbitales p : plan nodal



Orbitales d : plan nodal

Table d'orbitales

Cette table montre l'ensemble des orbitales atomiques jusqu'à 7s. Elles sont suffisantes pour caractériser l'ensemble des électrons à l'état essentiel de l'ensemble des éléments de la classification périodique jusqu'à l'ununbium.

| | s ($l=0$) | p ($l=1$) | d ($l=2$) |
|-----|-------------|--------------|-----------------------|
| n=1 | m=0 | | |
| n=2 | m=0 | m=-1 m=0 m=1 | |
| n=3 | m=0 | m=-1 m=0 m=1 | m=-2 m=-1 m=0 m=1 m=2 |
| n=4 | m=0 | m=-1 m=0 m=1 | m=-2 m=-1 m=0 m=1 m=2 |

3. m (m_l) : Nombre quantique magnétique tel que $-\ell \leq m \leq +\ell$. Chaque valeur de m définit une orientation dans l'espace de l'orbitale atomique. Il y a donc $(2\ell + 1)$ valeurs de m

pour chaque type d'orbitale atomique (OA), en fonction de la valeur de ℓ . Permet de savoir le nombre de cases quantiques pour une OA donnée.

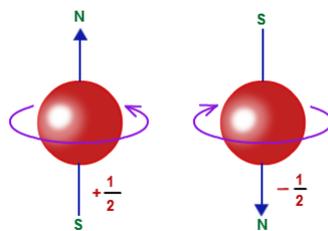
Note : Selon la mécanique quantique on remplace le mot orbite par orbitale atomique (OA) un OA est représenté par une lacune ou une case quantique (OA= □)

v

| Sous couche | s | p | d | f | g |
|---------------------------------|---|-----|-------|---------|-----------|
| ℓ | 0 | 1 | 2 | 3 | 4 |
| $(2\ell + 1)$ | 1 | 3 | 5 | 7 | 9 |
| Nombre de cases quantiques (OA) | □ | □□□ | □□□□□ | □□□□□□□ | □□□□□□□□□ |
| Nombre maxi d'électrons | 2 | 6 | 10 | 17 | 18 |

4. s (m_s) : **Nombre quantique magnétique de spin** (spin de l'électron), tel que $s = +/- 1/2$. Il est lié aux deux rotations possibles de l'électron par rapport à un champ magnétique.

$$s = +\frac{1}{2} \quad \left[\begin{array}{c} \uparrow \\ \downarrow \end{array} \right] \quad s = -\frac{1}{2}$$



Remarque:

Nombres quantiques et répartition des électrons dans les couches et les orbitales atomiques des atomes.

| n | Couche | ℓ | Orbitale atomique | m_ℓ ($2\ell + 1$) valeurs | Nombre maximum d'e ⁻ par sous couche | Nombre maximum d'e ⁻ par couche $2n^2$ |
|-----|--------|--------|-------------------|-------------------------------------|---|---|
| 1 | K | 0 | 1s | 0 | 2 | 2 |
| 2 | L | 0 | 2s | 0 | 2 | 8 |
| | | 1 | 2p | -1; 0; +1 | 6 | |
| 3 | M | 0 | 3s | 0 | 2 | 18 |
| | | 1 | 3p | -1; 0; +1 | 6 | |
| | | 2 | 3d | -2; -1; 0; +1; +2 | 10 | |
| 4 | N | 0 | 4s | 0 | 2 | 32 |
| | | 1 | 4p | -1; 0; +1 | 6 | |
| | | 2 | 4d | -2; -1; 0; +1; +2 | 10 | |
| | | 3 | 4f | ($2\ell + 1$) | 14 | |

Note : Chaque sous-couche ne peut contenir qu'un nombre maximal d'électrons qu'on calcule par la relation : $n_{\max} = 2(2\ell + 1) = 4\ell + 2$.

I.11.3. Les orbitales et leur description.

I.11.3.1. Fonction d'onde Ψ

On associe à chaque orbitale ou case quantique une fonction d'onde Ψ_{nlm} qui est purement mathématique:

- ✓ Elle n'a pas de signification physique ;
- ✓ Elle est fonction des coordonnées de l'électron,
- ✓ Elle est définie par les 3 nombres quantiques : n , l et m : $\Psi_{n,l,m}$



Exemple :

Chaque case quantique possède sa propre fonction

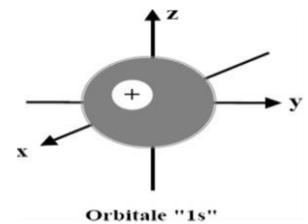
I.11.3.1.a. Description de l'orbitale « s »

C'est une orbitale de symétrie sphérique, correspondant à $l = 0$, $m = 0$

Ces fonctions d'onde s'écrivent : $\Psi_{n,0,0}$ ou Ψ_{ns}

Exemple : Orbitale "1s"

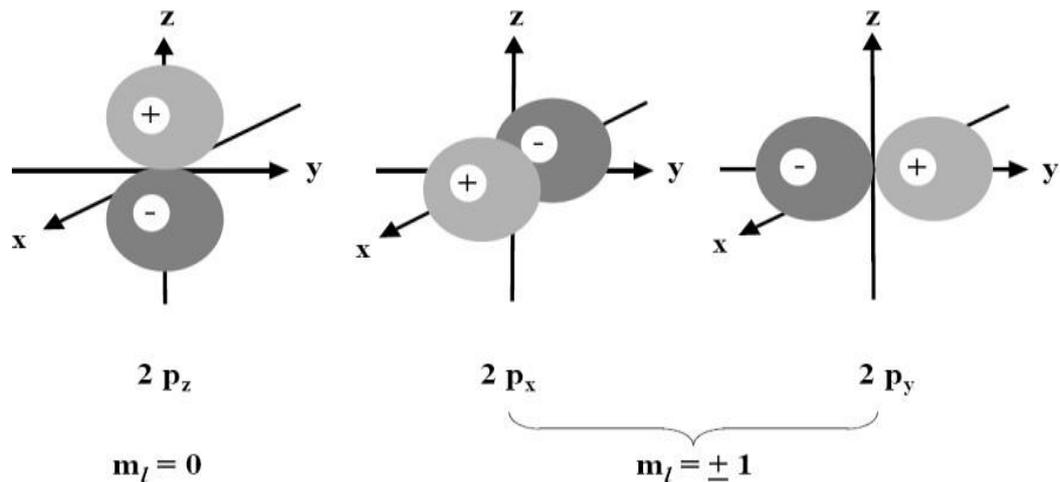
Le signe (+) indiqué à l'intérieur de la sphère est le signe de la fonction d'onde Ψ_{1s} .



I.11.3.1.b. Description des orbitales « p »

Les orbitales p ($l = 1$) peuvent être représentées par deux lobes à peu près sphériques, accolés, ayant pour axes de symétrie les axes x , y et z du trièdre de référence.

On les appelle donc np_x , np_y et np_z selon la valeur de m ($n > 2$). Elles sont dites de symétrie latérale ou axiale.



Remarque : Pour les orbitales $l = 2$ et $l = 3$ c'est à dire les orbitales d et f , la représentation géométrique est complexe.

Structure Électronique de l'Atome

I.12. Répartition des électrons.

L'ensemble des électrons d'un atome se répartit dans des couches (numérotées 1, 2, etc.) et sous-couches (repérées par une lettre s, p, d, f ...) d'énergies différentes. Une couche n peut avoir n sous-couches. L'état fondamental d'un atome est celui pour lequel son cortège électronique est de plus bas niveau d'énergie.

La configuration électronique des atomes indique la répartition des électrons dans les différentes sous-couches. Cela correspond à son état le plus stable. Pour établir la configuration électronique dans l'état fondamental d'un atome, il faut respecter plusieurs règles.

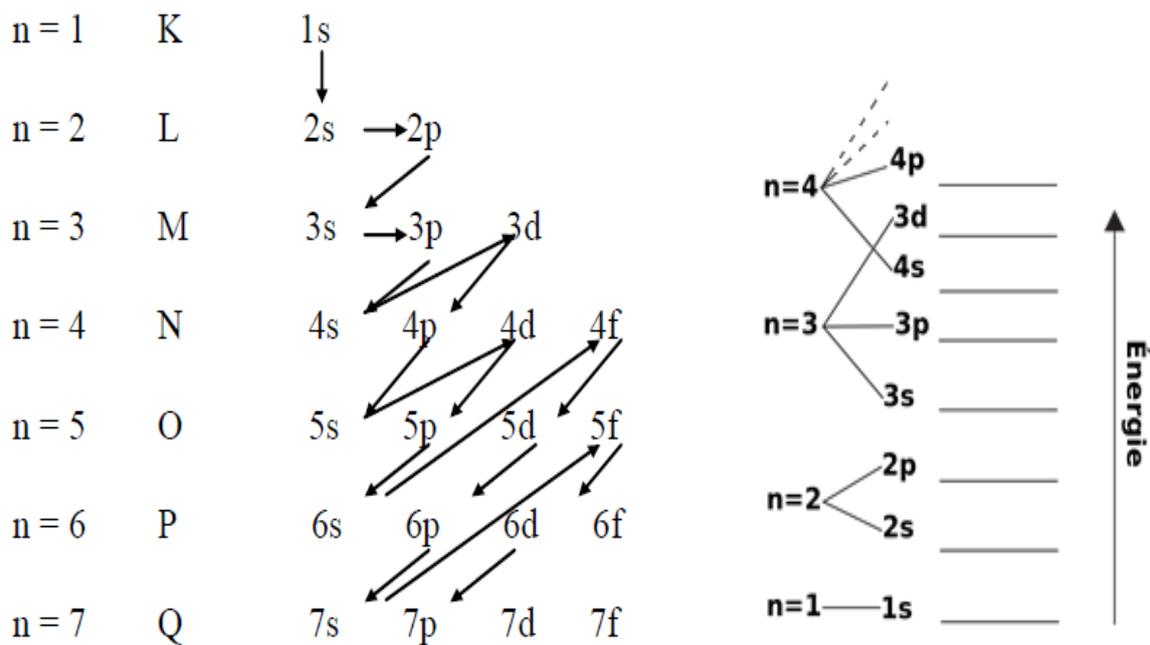
I.12.1. Règles de Remplissage

I.12.1. a. Ordre de remplissage des couches et sous-couches : Règle de KLECHKOWSKI

:

On commence toujours par remplir la sous-couche de plus basse énergie. Puis lorsque celle-ci est pleine, on remplit la sous-couche de plus basse énergie suivante, etc. jusqu'à placer l'ensemble des électrons du cortège.

- ✓ L'ordre croissant des sous niveaux d'énergie est celui de $(n + l)$ croissant.
- ✓ Lorsque deux sous niveaux ont la même valeur de $(n + l)$, le sous niveau de plus basse énergie est celui ayant la plus petite valeur de n .



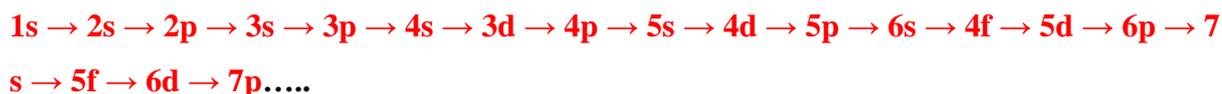
Niveau d'énergie des sous couches ($n + l$)

| Nombres quantiques | | | Sous-couche | Ordre |
|--------------------|-----|-----------|-------------|-------|
| n | l | $(n + l)$ | | |
| 1 | 0 | 1 | 1s | 1 |
| 2 | 0 | 2 | 2s | 2 |
| 2 | 1 | 3 | 2p | 3 |
| 3 | 0 | | 3s | 4 |
| 3 | 1 | 4 | 3p | 5 |
| 4 | 0 | | 4s | 6 |
| 3 | 2 | 5 | 3d | 7 |
| 4 | 1 | | 4p | 8 |
| 5 | 0 | | 5s | 9 |
| 4 | 2 | 6 | 4d | 10 |
| 5 | 1 | | 5p | 11 |
| 6 | 0 | | 6s | 12 |
| 4 | 3 | 7 | 4f | 13 |
| 5 | 2 | | 5d | 14 |
| 6 | 1 | | 6p | 15 |
| 7 | 0 | | 7s | 16 |
| 5 | 3 | 8 | 5f | 17 |
| 6 | 2 | | 6d | 18 |

| | | | | |
|---|---|--|----|----|
| 7 | 1 | | 7p | 19 |
| 8 | 0 | | 8s | 20 |

Remarque : *L'ordre croissant de l'énergie d'un électron ne correspond pas toujours à l'ordre croissant de la distance du noyau.*

L'ordre de remplissage des sous-couches électronique des atomes électriquement neutres à l'état fondamental rangés par numéro atomique croissant est donc :



Le diagramme de Klechkowski permet de retrouver cette séquence au moyen d'une construction simple :

- ✓ Toutes les sous-couches s sont disposées en diagonale ;
- ✓ Les sous-couches p, d, f, etc. suivantes sont ajoutées à la suite sur la même ligne ;
- ✓ La lecture se fait colonne par colonne.

Une représentation alternative place les sous couches s dans la première colonne, les sous couches p, d, f, etc. suivantes sont ajoutées à la suite sur la même ligne, et la lecture se fait en diagonale, chaque diagonale représentant une valeur de $n + \ell$ donnée. La règle de KLECHKOWSKI ne renseigne que sur l'ordre de remplissage des sous-couches et ne donne aucune indication sur le nombre d'électrons que chaque sous-couche peut contenir.

I.12.1.b. Règle de stabilité : à l'état fondamental, les électrons occupent les niveaux d'énergie les plus bas dans la limite des places disponibles.

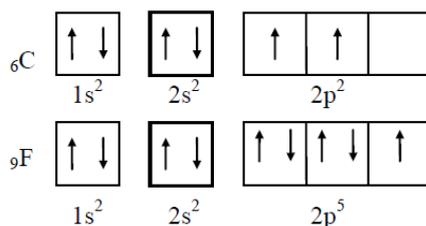
Exemple : H : $1s^1$;

He : $1s^2$ et non $1s^1 2s^1$

I.12.1.c. Cases quantiques et paire d'électrons : Règle de HUND

Une couche peut être représentée par des cases regroupées par types de sous-couches. Dans chaque case, il ne peut y avoir que deux électrons.

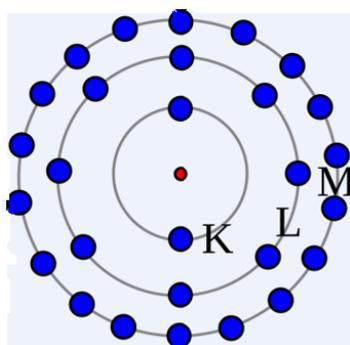
Les électrons occupent un maximum d'orbitales définies par le nombre quantique azimutal ℓ avant de les compléter par un deuxième électron de spinopposé.



I.13. Configuration électronique

La construction du tableau périodique des éléments découle directement du principe d'Aufbau par application de la règle de KLECHKOWSKI. Les périodes du tableau sont telles qu'elles se terminent toujours par un élément chimique dont la couche de valence est saturée en électrons, tandis que la succession des sous-couches s , p , d et f définit les blocs homonymes (bloc s , bloc p , bloc d et bloc f).

La configuration électronique des éléments reconnus par l'IUPAC. Elle peut être expliquée à la fois par la règle de KLECHKOWSKI faisant intervenir les nombres quantiques n et ℓ , et la règle de HUND faisant intervenir le nombre quantique magnétique de spin s ; cette dernière implique que, pour les éléments du bloc d et du bloc f (métaux de transition, lanthanides et actinides), il est énergétiquement moins favorable de suivre la règle de KLECHKOWSKI que de favoriser l'occupation impaire des sous-couches les plus externes lorsque la sous-couche d ou f est vide, à moitié remplie ou entièrement remplie, car l'écart d'énergie entre ces sous-couches est inférieur au gain d'énergie induit par la redistribution des électrons maximisant leur nombre quantique magnétique de spin résultant.

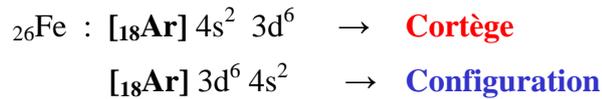


Répartitions des électrons dans l'atome

I.13.1. Cortège électronique : Dans un cortège électronique, les sous couches sont écrits par ordre croissant d'énergie (règle de Klechkowski). Le nombre d'électrons contenus dans chacune des sous-couches est indiqué en indice supérieur.

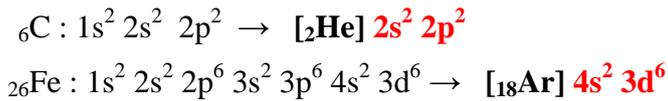
I.13.2. Configuration électronique : Dans la représentation de la structure électronique d'un élément par sa configuration, les sous couches sont écrits par ordre croissant de n . Le remplissage de celles-ci étant déterminé à partir du cortège électronique.

Configuration = cortège + Classement selon n croissant



Remarque :

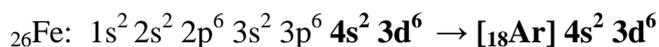
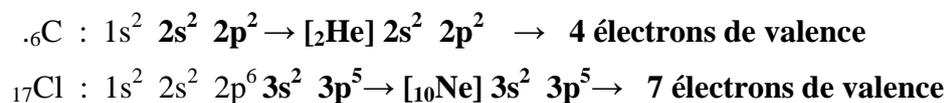
Lorsque le gaz noble qui précède directement l'élément étudié contient des sous couches internes, il est préférable d'écrire la configuration électronique avec toutes les sous couches remplies. Afin d'abrégier l'écriture d'un cortège électronique, on remplace souvent l'ensemble des sous couches constituantes d'un gaz rare par le symbole correspondant.



I.13.3. Les électrons de valence et les électrons de cœur

I.13.3. 1. Électrons de valence

Les électrons de valence sont les électrons qui se trouvent sur la dernière couche du nuage électronique, appelée couche de valence. Ce sont ces électrons qui vont participer aux liaisons entre atomes dans les molécules, ou à la formation d'ions. Dans la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental, le nombre d'électrons de valence se trouve en exposant dans les sous-couches de la dernière couche.



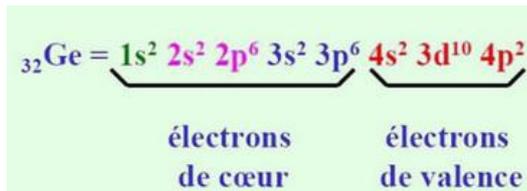
Nombre quantique principal maximal : $n = 4$

Mais 3d non totalement remplie

Électrons de valence : $4s^2 3d^6$ soit 6 électrons de valence.

I.13.3.2. Électrons de cœur

Les électrons de cœur sont ceux qui peuplent les orbitales internes. Pour un élément donné, ils correspondent à la configuration du gaz rare qui précède cet élément dans la classification. On symbolise la configuration des électrons de cœur par le symbole du gaz rare entre parenthèses.



La **couche de valence** représente la couche au n le plus grand. C'est le niveau le plus externe et il est à l'origine des propriétés chimiques des éléments. Attention toutefois à ne pas appliquer la définition à la lettre sur les éléments de transition : leur couche de valence ne se limite pas strictement au n le plus grand. En effet, leur configuration électronique se termine en $(n-1)d^x ns^y$ (x et y variant selon le nombre d'électrons des atomes), il faut alors considérer que les « électrons de valence interne » (*ce nom n'est pas à apprendre, il n'est pas précisé en cours et n'est rajouté ici que pour la compréhension*) de la sous-couche $(n-1)d$ font partie de la couche de valence. On a donc, non pas ns en couche de valence, mais bien $(n-1)d ns$. Logiquement, les électrons de valence sont ceux présents dans la couche de valence.

${}_{26}\text{Fe}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 \rightarrow [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ (la couche de valence = les électrons de valence)

Classification périodique et propriétés des éléments

I.14.Introduction

La classification périodique des éléments ou simplement tableau périodique des éléments (également appelé table de MENDELEÏEV), représente tous les éléments chimiques, ordonnés par numéro atomique croissant, et organisés en fonction de leur configuration électronique.

Son invention est généralement attribuée au chimiste russe Dimitri Mendeleïev, qui construisit en 1869 une table différente de celle qu'on utilise aujourd'hui mais similaire dans son principe, dont le grand intérêt était de proposer une classification systématique des éléments chimiques connus à l'époque en vue de souligner la périodicité de leurs propriétés chimiques, d'identifier les éléments qui restaient à découvrir, et même de pouvoir prédire les propriétés de ces éléments alors inconnus.

Le tableau périodique a connu de nombreux réajustements depuis lors jusqu'à prendre la forme que nous connaissons aujourd'hui, et est devenu un référentiel universel auquel peuvent être rapportés tous les types de comportement physique et chimique des éléments.

I.14.1. Description du tableau périodique de Mendeleïev

Le tableau périodique est une conséquence des configurations électroniques. La classification périodique est basée sur la formation de groupes constitués par les éléments (de numéro atomique Z) possédant des propriétés analogues.

- ⊕ Le tableau périodique est constitué de 4 blocs : *s*, *p*, *d* et *f* ;
- ⊕ Les éléments d'une même ligne horizontale du tableau périodique constituent une période. Ils sont au nombre de 7 ;
- ⊕ Les éléments d'une même colonne ayant la même configuration électronique de la couche externe constituent une famille ou groupe.

Sous-groupe A : contient les éléments dont la couche externe est **ns np**.

Sous-groupe B : contient les atomes qui possèdent un état d.

Les indices I, II, III,... indiquent le nombre d'électrons sur la couche externe, **appelés électrons de valence**. Le tableau périodique est constitué de **VIII_A + VIII_B** colonnes.

Les principales familles du tableau périodique sont :

✚ **I_A** : Éléments en **ns¹**, **les alcalins**. Ils s'ionisent facilement en M^+ .

Remarque : L'hydrogène présente un cas spécial et ce n'est ni un alcalin ni un métal.

✚ **II_A** : Éléments en **ns²**, **les alcalino-terreux**. Ils s'ionisent facilement en M^{2+} . Les deux colonnes I_A et II_A constituent le bloc s.

✚ Le **bloc p** est constitué des colonnes **III_A, IV_A, V_A, VI_A, VII_A et VIII_A**, caractérisées par le remplissage des sous-couches externes respectives suivantes : **ns² np¹ np² np³ np⁴ np⁵ np⁶** et dont les noms sont:

Métaux trivalents pour III_A

Métalloïdes de IV_A à VI_A

Halogènes s'ionisant facilement en M^- : VII_A

Gaz rares, inertes du point de vue chimique VIII_A.

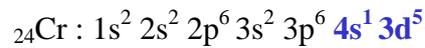
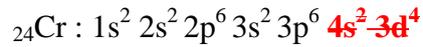
✚ Le **bloc d** est constitué de 10 colonnes caractérisées par le remplissage de la sous couche d. Appelés **éléments de transition**, ce sont tous des métaux et qui sont de bons conducteurs d'électricité. Ils se caractérisent surtout par le fait de posséder en général plusieurs degrés d'ionisation et des orbitales d incomplètes. Ce sont les familles **I_B → VIII_B**.

Remarque:

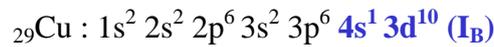
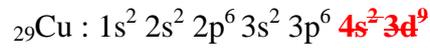
Deux exceptions dans les structures des éléments de transition: **(n - 1)d⁴ ns²** n'existe pas → on a plutôt **(n - 1)d⁵ ns¹** (moitié remplie) **(n-1)d⁹ns²** n'existe pas → on a plutôt **(n-1)d¹⁰ns¹** (complètement remplie).

Exemple :

Orbitale *d* à moitié remplie (structure demi-saturé) :



Orbitale *d* complètement remplie (structure saturé):



Le **bloc f** comporte les **Lanthanides ou terres rares** et les **Actinides**. C'est le remplissage des sous-couches **(n - 2)f**.

Pour le bloc f, on admettra la règle de remplissage suivante: $ns^2 (n - 1)d^1 (n - 2)f^{1 \rightarrow 14}$.

I.14.2. Configuration électronique des atomes

Pour la représenter :

- ✗ Cases pour les orbitales ;
- ✗ Flèche pour les électrons de sens opposé pour deux électrons de spin différent dans une case ;
- ✗ Nombre quantique principal suivi de la lettre de l'orbitale avec en exposant le nombre d'électrons dans la sous couche.

I.13.3. Classification périodique des éléments chimiques

| I _A | II _A | III _B | IV _B | V _B | VI _B | VII _B | VIII _B | I _B | II _B | III _A | IV _A | V _A | VI _A | VII _A | VIII _A | | | | |
|----------------|-----------------|------------------|-----------------|----------------|-----------------|------------------|-------------------|----------------|-----------------|------------------|-----------------|----------------|-----------------|------------------|-------------------|------|------|------|------|
| Bloc d | | | | | | | | | | Bloc p | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | 2He |
| | | | | | | | | | | 5B | 6C | 7N | 8O | 9F | 10Ne | | | | |
| | | | | | | | | | | 13Al | 14Si | 15P | 16S | 17Cl | 18Ar | | | | |
| | | | | | | | | | | 19K | 20Ca | 21Sc | 22Ti | 23V | 24Cr | 25Mn | 26Fe | 27Co | 28Ni |
| 37Rb | 38Sr | 39Y | 40Zr | 41Nd | 42Mo | 43Tc | 44Ru | 45Rh | 46Pd | 47Ag | 48Cd | 49In | 50Sn | 51Sb | 52Te | 53I | 54Xe | | |

| I _A | II _A | III _B | IV _B | V _B | VI _B | VII _B | VIII _B | | | I _B | II _B | III _A | IV _A | V _A | VI _A | VII _A | VIII _A |
|----------------|-----------------|------------------|-----------------|----------------|-----------------|------------------|-------------------|-------|--------|----------------|-----------------|------------------|-----------------|----------------|-----------------|------------------|-------------------|
| 55Cs | 56Ba | 57La | 72Hf | 73Ta | 74W | 75Re | 76Os | 77Ir | 78Pt | 79Au | 80Hg | 81Ti | 82Pb | 83Bi | 84Po | 85At | 86Rn |
| 87Fr | 88Ra | 89Ac | 104Rf | 105Db | 106Sg | 107Bh | 108Hs | 109Mt | 110Uun | 111Uuu | 112Uub | | | | | | |
| Lanthanides | | | 57La | 58Ce | 59Pr | 60Nd | 61Pm | 62Sm | 63Eu | 64Gd | 65Tb | 66Dy | 67Ho | 68Er | 69Tm | 70Yb | 71Lu |
| Actinides | | | 89Ac | 90Th | 91Pa | 92U | 93Np | 94Pu | 95Am | 96Cm | 97Bk | 98Cf | 99Es | 100Fm | 101Md | 102No | 103Lw |

Squelette du tableau périodique

✗ Les éléments chimiques sont classés par groupes (colonnes) :

- ✓ Métaux alcalins : groupe I_A = très réactifs ;
- ✓ Métaux alcalino-terreux : groupe II_A = moins réactifs ;
- ✓ Éléments de transitions : groupe III_B, IV_B, V_B, VI_B, VII_B, VIII_B ;
- ✓ Éléments apparentés aux éléments des groupes I_A, II_A : I_B et II_B ;
- ✓ Éléments à sous couches complètes : III_A, IV_A, V_A, VI_A, VII_A ;
- ✓ Gaz rares : Groupe VIII_B

✗ Les lignes sont appelées périodes

- ✓ Z s'incrémente de 1 de gauche à droite ;
- ✓ Le rayon atomique croît de haut en bas et décroît de gauche à droite ;
- ✓ Le potentiel d'ionisation croît de gauche à droite et décroît de haut en bas.

Remarque:

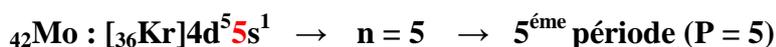
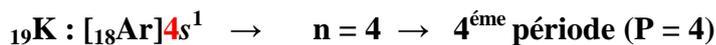
Le remplissage des orbitales d correspond aux séries des métaux de transition. La structure électronique d'un élément va conditionner ses propriétés chimiques. Cette structure est périodique, les propriétés des éléments vont présenter une périodicité similaire. Pour cette raison les différents éléments sont classés dans un tableau que l'on appelle tableau périodique des éléments ou tableau de Mendeleïev.

I.14.2. Détermination de la position d'un élément dans le tableau périodique

Pour déterminer la position d'un élément il faut :

Déterminer sa période (P) : C'est la plus grande valeur de n dans le cortège ou la configuration

Exemple :



Déterminer son groupe (F):

Le nombre d'électrons de valence correspond au chiffre romain du groupe (I, II, ...) et le type de la **structure électronique externe** (SEE) détermine s'il appartient au groupe A ou au groupe B.

Exemple



$n = 3$ (3^{ème} Période)

SEE : ns np (Sous-groupe A)

F = VII_A

7^é de valence (VII)



$n = 4$ (4^{ème} Période)

SEE : ns (n-1)d (Sous-groupe B)

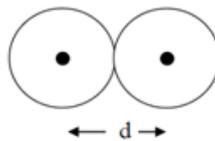
F = V_B

5^é de valence (V)

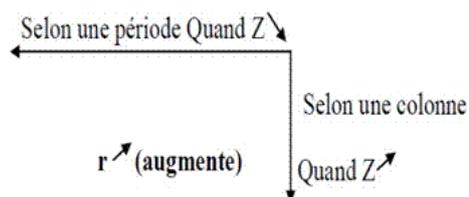
I.15. Périodicité des propriétés

I.15.1. Rayon atomique (r_a) :

C'est la distance entre le noyau et la limite du nuage électronique formé par les électrons. On le définit aussi comme la mi-distance entre 2 atomes voisins d'un même élément.



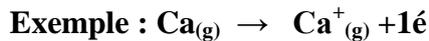
- Selon une même période (P) : Quand Z augmente, le nombre de protons augmente et la force d'attraction entre le noyau et les électrons va augmenter : **le rayon va diminuer.**
- Selon une même famille (ou colonne) (F) : Quand Z augmente, le nombre de couches augmente et la force d'attraction entre le noyau et les électrons va diminuer : **le rayon va augmenter.**



I.15.2. Énergie d'ionisation (E_I ou E_{ion})

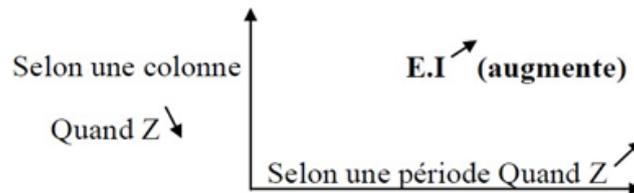
Notée E_I , l'énergie d'ionisation d'un élément est l'énergie qu'il convient de fournir à

sonatome pour lui arracher un électron.



Remarque:

- ✓ Il existe une énergie de deuxième ionisation, si on extrait deux électrons,
- ✓ Dans le tableau périodique des éléments l'énergie d'ionisation diminue de haut en bas et augmente de gauche à droite.



I.15.3. Affinité électronique (AE)

C'est le phénomène inverse de l'ionisation (appelée aussi énergie d'attraction électronique). L'affinité électronique d'un atome X est l'énergie mise en jeu lorsque cet atome capte un électron.

I.15.4. Électronégativité (χ ou E.)

C'est la capacité ou la tendance d'un atome à attirer des électrons lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément pour saturer sa dernière couche et acquérir la configuration d'un gaz rare. Il existe plusieurs définitions de l'électronégativité (Pauling, Mulliken, Rochow etc....) ce qui a conduit à construire plusieurs échelles.

χ Varie comme E_i

I.15.4.1. Échelle de Mulliken

L'électronégativité d'un élément dans l'échelle de Mulliken est égale à la moyenne arithmétique de l'énergie de première ionisation E_{I1} et de l'affinité électronique AE.

$$\chi = (E_{I1} + AE) / 2$$



I.15.5. Propriétés magnétiques :

Diamagnétisme : Les atomes (ou molécules) ne possédant pas d'électrons célibataires sont dit **diamagnétiques**.

Paramagnétisme : Les atomes (ou molécules) possédant des **électrons célibataires** sont dit **paramagnétiques**.

